



DICTIONNAIRE PRATIQUE

DE

CHIMIE PHOTOGRAPHIQUE.

FRONTISPICE.



ORGANISATION DU LABORATOIRE OBSCUR.

DICTIONNAIRE PRATIQUE

DE

CHIMIE PHOTOGRAPHIQUE

CONTENANT UNE

ÉTUDE MÉTHODIQUE DES DIVERS CORPS USITÉS EN PHOTOGRAPHIE,

PRÉCÉDÉ DE NOTIONS USUELLES DE CHIMIE

ET SUIVI D'UNE DESCRIPTION DÉTAILLÉE DES

MANIPULATIONS PHOTOGRAPHIQUES,

PAR M. H. FOURTIER.



PARIS,

GAUTHIER-VILLARS ET FILS, IMPRIMEURS-LIBRAIRES

ÉDITEURS DE LA BIBLIOTHÈQUE PHOTOGRAPHIQUE,

Quai des Grands-Augustins, 55.

—

1892

A mon ami A. LONDE,

Depuis longtemps déjà ce livre existait dans mes papiers à l'état de notes, toutes personnelles, prises au jour le jour, sorte de carnet d'étapes de la Photographie; c'est vous qui, dans nos séances de travail à la Salpêtrière, m'avez poussé à compléter ces notes de Chimie et à les publier : il est donc de toute justice que l'œuvre achevée vous soit dédiée et porte votre nom à sa première page.

H. FOURTIER.

DICTIONNAIRE PRATIQUE

DE

CHIMIE PHOTOGRAPHIQUE.

INTRODUCTION.

La Photographie procède à la fois de l'art et de la science : elle tient à l'art par le choix, la disposition de ses modèles et l'étude de leur éclairage; à la science par la production même de ses épreuves : la Physique lui donne les principes de la formation des images, la Chimie lui fournit les moyens pour les faire apparaître.

La tâche que nous nous sommes imposée a été d'étudier la partie chimique de la Photographie; nous n'avons à nous occuper ni des appareils, ni des procédés successivement employés : toutes choses qui ont été traitées avec la plus grande compétence par nos devanciers dans la *Bibliothèque photographique*. Les travaux de MM. Davanne, Fabre, Londe, Vidal, Wallon et tant d'autres, ont complètement élucidé tous ces points.

Les réactions chimiques qui interviennent dans les opérations photographiques sont très nombreuses : les procédés secs au gélatinobromure, en simplifiant les méthodes opératoires, ont grandement servi à la diffusion de la Photographie; un travail considérable a été accompli, les formules se sont faites légion et les produits les plus divers ont été mis à contribution.

Il nous a paru qu'il serait utile, autant pour l'amateur, qui veut se rendre compte des phénomènes qui s'accomplissent sous ses yeux, que pour le praticien, qui a besoin de contrôler la valeur de ses produits, de résumer en indications claires et précises les propriétés chimiques des corps simples ou composés, employés tour à tour dans les manipulations photographiques.

Afin de simplifier les recherches et de rendre réellement pratique l'usage

de ce livre, nous avons cru devoir, pour l'étude des divers corps, employer la forme d'un Dictionnaire; cependant, comme il n'était pas possible dans un tel arrangement de faire ressortir certaines théories, nous avons dû diviser l'œuvre en trois grandes Parties.

La première Partie est destinée à exposer les notions usuelles de Chimie : il nous a semblé utile de rappeler brièvement les propriétés générales des corps, d'exposer les principes de la nomenclature chimique, tant d'après la notation équivalente que d'après la notation atomique, qui tend de plus en plus à se substituer à la première.

Les lois de combinaison et de formation des sels, le calcul des équations chimiques, bases des manipulations et de l'analyse, sont donnés dans leurs grandes lignes.

La seconde Partie, sous forme de Dictionnaire, résume les propriétés des corps employés en Photographie.

Mode d'exposition du Dictionnaire. — L'étude des corps ne peut être profitable que si elle permet une comparaison facile entre leurs propriétés spéciales, et le moyen qui nous a semblé le plus pratique pour arriver à ce but était d'exposer ces propriétés dans un ordre et d'après une méthode invariables. Nous avons donc décrit chaque corps en divisant le travail en une série de rubriques, désignées par des abréviations, dont suit la nomenclature, dans l'ordre même de l'exposition :

FE.FA. Formule chimique, notation en équivalent et notation atomique.

E. Équivalent. — **PA.** ou **PM.** Poids atomique ou poids moléculaire suivant le cas.

D. Densité.

Syn. Synonymes.

Sol. Solubilité dans l'eau, l'alcool, l'éther, etc.

P. Principales propriétés physiques et chimiques.

UP. Usages photographiques.

P. Préparation, et comme subdivision : **PL.** Préparation de laboratoire et **PI.** Préparation industrielle.

EN. État naturel.

R. Réaction typique ou principales réactions destinées à faire reconnaître la pureté du produit.

O. Observations, règles d'emploi, propriétés photographiques spéciales, etc.

ME. Mode d'emploi.

L'étude générale des sels est ainsi divisée :

CG. Caractères généraux.

R. Réactions caractéristiques d'analyse.

P. Préparation générale.

O. Observations sur la valeur photographique du sel.

Formules. — Nous avons cru devoir donner les formules du corps, suivant les deux notations, bien que la notation en équivalents tende de plus en plus à disparaître, pour faire place à la notation atomique plus rationnelle; mais il y avait lieu de tenir compte d'habitudes prises.

Densités. — La densité, ou poids spécifique, est un renseignement des plus utiles à connaître; si elle permet de se rendre compte du volume occupé par tel poids de substance, elle donne aussi pour une analyse sommaire de précieuses indications.

Synonymes. — Nous n'insisterons pas sur la nécessité de préciser les divers synonymes servant à désigner couramment un seul et même corps et qui déroutent souvent le lecteur peu habitué à la nomenclature chimique.

Solubilité. — Nous avons toujours rapporté le poids du corps dissous à 100 parties en volume de dissolvant, ce qui nous semble la méthode la plus rationnelle; nous appelons eau froide l'eau à 15°, c'est-à-dire à la température normale, par comparaison avec l'eau chaude, c'est-à-dire bouillante, à 100°. Cette connaissance de la solubilité a une grosse importance, elle permet non seulement de savoir le poids limite du corps à employer dans la composition d'un bain, mais elle sert aussi à contrôler telle formule donnée souvent un peu trop à la légère.

Propriétés. — Dans l'étude des propriétés physiques et chimiques, nous nous tiendrons aux seuls caractères qui peuvent être de quelque utilité au photographe : la forme cristalline, la couleur, l'odeur et la saveur suffiront souvent pour reconnaître tel produit dont on aura oublié la provenance. Nous avons eu soin d'indiquer l'action de la chaleur, soit qu'elle serve à amener le corps à l'état anhydre, afin de préciser le *poids utile* suffisant, soit qu'elle détermine la fusion, moyen pratique le plus ordinaire pour arriver à purifier la substance.

Nombre de produits employés en photographie sont toxiques, c'était là

un caractère intéressant à noter; d'autres sont nocifs, en ce sens qu'ils amènent des ulcérations à la peau, non sans quelque gravité quelquefois, telles que le bichromate de potasse ou l'hydroquinone; d'autres enfin, par double décomposition, peuvent produire des précipités détonants, comme l'or et l'argent fulminant, ou des émanations dangereuses à respirer, telles que le brome, l'acide sulfhydrique, etc. Nous avons eu soin d'indiquer, à côté de la constatation du fait le remède toutes les fois que cela a été nécessaire.

Usage photographique. — Nous n'avons pu que rappeler brièvement les divers usages de chaque corps en Photographie : une description plus complète nous aurait amené à des développements hors du cadre de notre étude.

Préparation. — Si nous nous sommes contenté d'indiquer la préparation industrielle, nous avons insisté sur la préparation de laboratoire en donnant les proportions à employer et la suite des manipulations : le photographe, en effet, peut être souvent appelé à préparer lui-même telle ou telle substance, dont une petite quantité seulement lui suffira.

Réactions et observations. — Nous avons résumé sous ces deux rubriques les caractères spéciaux, qui servent soit à reconnaître la pureté des produits fournis par le commerce, soit à en titrer la teneur lorsqu'ils sont en solution. Enfin nous avons indiqué dans les observations la valeur pratique du corps étudié et les règles spéciales à son emploi.

Mode d'emploi. — Enfin nous avons cru devoir donner la formule la plus courante dans laquelle se trouve comprise la substance décrite; nous avons pris soin de n'indiquer que les formules contrôlées par nous et dont nous étions sûr.

La troisième Partie est réservée à l'exposé des manipulations chimiques. Il nous a paru utile de donner les règles générales de l'analyse telle qu'elle peut être abordée dans un laboratoire photographique avec des ressources restreintes.

L'analyse qualitative sera d'un usage fréquent; c'est elle, en effet, qui servira le plus souvent à l'opérateur pour reconnaître la composition d'une solution qu'on aura oublié d'étiqueter, ou la nature d'un sel. Le titrage des solutions sera soigneusement étudié : ce mode rapide d'analyse donnera d'utiles indications sur la teneur ou la pureté des bains photographiques.

Enfin nous décrirons les manipulations les plus usitées dans l'atelier, qu'elles aient pour but de préparer les produits à l'état pur, ou de combiner les corps en vue de telle opération photochimique.

Nous compléterons cette étude en donnant d'une manière générale le mode d'installation des laboratoires clairs et obscurs, en décrivant les principaux appareils de manipulation, leur montage et leur mode d'emploi.

Nous espérons que ce livre, qui n'a pas été sans nous coûter de longues recherches et de nombreux travaux, sera bien accueilli par nos confrères en l'art photographique et qu'il pourra leur être de quelque utilité. Mais qu'il nous soit permis en terminant de remercier notre excellent ami, A. Londe, du précieux concours qu'il nous a apporté en revoyant avec nous les épreuves de ce livre et en nous signalant les involontaires oublis, et MM. Gauthier-Villars et fils qui ont bien voulu nous aider de leur grande expérience et ont apporté tous leurs soins à l'exécution typographique de ce volume.

H. Fourtier.

Versailles, juillet 1891.

PREMIÈRE PARTIE.

NOTIONS USUELLES DE CHIMIE.

CHAPITRE I.

NOTIONS GÉNÉRALES ET DÉFINITIONS.

Objet de la Chimie. — La Chimie a pour objet l'étude de la constitution des corps, de leurs propriétés et des combinaisons auxquelles ils donnent lieu en réagissant les uns sur les autres.

Distinction entre les phénomènes physiques et chimiques. — Les phénomènes physiques et chimiques sont d'ordres essentiellement différents; tandis que les premiers ne déterminent que des modifications passagères dans l'état des corps, les seconds, au contraire, amènent des altérations qui persistent lorsque la cause qui les a produites cesse d'agir. Le soufre, par exemple, chauffé dans une cornue fermée, se résout en un liquide sous l'action de la chaleur; si l'on cesse d'appliquer celle-ci, peu à peu le soufre reprend son état primitif : c'est là un phénomène physique; si au contraire on chauffe le soufre à l'air libre suffisamment pour que le corps s'enflamme, le soufre se réduit en un gaz à odeur piquante caractéristique : l'acide sulfureux, et dès lors le soufre combiné ne pourra, l'action même de la chaleur cessant, revenir à son premier état : c'est là un phénomène chimique.

Corps simples et corps composés. — Les corps peuvent être réduits d'ordinaire à des éléments ne subissant plus de réduction, quelque méthode d'essai qu'on emploie, ce qui permet de les classer en deux grandes catégories : les corps simples ou éléments et les corps composés.

Combinaison, mélange. — Les éléments simples peuvent s'unir entre eux soit par mélange, soit par combinaison : dans le premier cas, les éléments sont seulement juxtaposés et une simple opération physique suffira pour les séparer; dans le second cas, les éléments sont unis entre eux de telle sorte qu'ils forment un corps nouveau, dont les propriétés diffèrent complètement des propriétés des composants. Prenons par exemple la poudre de guerre : les trois éléments, soufre, charbon et salpêtre sont unis ensemble par des moyens physiques et ces éléments pourront être disjoints par des moyens de

même nature : la dissolution dans l'eau retirera le salpêtre, la dissolution dans le sulfure de carbone retirera le soufre. Mettons le feu au mélange, il se produira aussitôt, par combinaison, des gaz et des corps nouveaux qui ne pourront être réduits à leurs éléments primitifs que par une série de réactions chimiques.

Analyse. — Étant donnée une combinaison quelconque, l'opération qui a pour but la recherche des éléments s'appelle l'*analyse.*

Synthèse. — L'opération inverse, qui a pour but de reconstituer un corps composé à l'aide de ses éléments, s'appelle *synthèse.*

Propriétés des corps. — On établit en quelque sorte l'histoire complète d'un corps en donnant ses propriétés physiques, chimiques et organoleptiques.

Les principales *propriétés physiques* sont : la densité, la forme cristalline, la solubilité, le point de fusion et d'ébullition, la couleur, l'aspect ; pour les métaux, la dureté, la malléabilité et la ductilité.

Les *propriétés chimiques* sont les actions et modifications que le corps éprouve en présence d'autres corps.

Les *propriétés organoleptiques* sont les actions que les corps exercent sur nos organes : tels la saveur, l'odeur, l'impression sur le toucher; ces dernières propriétés, permettant de reconnaître rapidement un corps, seront soigneusement notées dans le Dictionnaire.

Cristallisation. — Lorsqu'un corps prend une forme géométrique, on dit qu'il est cristallisé : la connaissance de la forme cristalline est souvent une indication suffisante pour faire la détermination d'un corps. Lorsque celui-ci n'a pas de forme géométrique, il est dit *amorphe.*

Isomorphisme. — On nomme *corps isomorphes* ceux qui cristallisent dans le même système : de tels corps peuvent former entre eux des combinaisons dont la forme cristalline sera semblable à celle des composants.

Dimorphisme. — On nomme ainsi la propriété qu'ont certains corps d'affecter diverses formes cristallines suivant la méthode de cristallisation employée.

Méthodes de cristallisation. — On peut amener un corps cristallisable à la forme cristalline par deux méthodes principales : la *voie sèche* et la *voie humide.*

1° *Voie sèche.* — En chauffant le corps jusqu'à fusion, puis en le laissant

refroidir plus ou moins lentement, on a la méthode par *fusion*. Si l'on chauffe suffisamment le corps pour le réduire en vapeurs et que celles-ci viennent se solidifier en un point plus froid, on a opéré par *sublimation*.

2° *Voie humide*. — La voie humide consiste à dissoudre le corps dans un dissolvant convenable et à réduire par la chaleur la quantité du dissolvant; les corps étant plus solubles à chaud qu'à froid, lorsqu'on laissera refroidir la solution *saturée*, celle-ci déposera le sel en cristaux, en général d'autant plus gros que le refroidissement aura été plus lent.

La solution saturée peut être peu à peu concentrée jusqu'à ce que tout le dissolvant soit évaporé; cette méthode peut s'appliquer soit par évaporation lente, exemples : la fabrication du sel dans les marais salants, soit par évaporation rapide; dans ce dernier cas, le sel est toujours en petits cristaux et, si l'on a eu soin de remuer continuellement, le sel se formera en poudre cristalline très menue : c'est là une méthode de pulvérisation souvent employée, et qu'on nomme *farinage*.

Division de la Chimie.— La Chimie se divise en deux grandes parties : la Chimie inorganique, qui s'occupe des éléments simples du règne minéral; la Chimie organique, qui a pour objet l'étude des corps des règnes animal et végétal et leurs similaires.

I. — Chimie inorganique.

Corps simples. — Les corps simples se divisent, un peu arbitrairement, en deux classes : les *métalloïdes* et les *métaux;* ces derniers sont caractérisés par un éclat particulier, l'*éclat métallique,* par leur propriété physique d'être tous conducteurs de l'électricité et de la chaleur et leur propriété chimique de former avec l'oxygène au moins une base; les premiers ont les propriétés contraires et forment avec l'oxygène des acides ou des corps neutres. Ce sont là les restes des premiers essais de classification, à l'époque où, en 1787, Lavoisier, Guyton de Morveau, Berthollet s'efforçaient de faire sortir la Chimie des obscurités de l'alchimie et en constituaient une science nouvelle. Cette division est destinée à disparaître : les travaux de Cailletet, par exemple, ont montré que l'hydrogène était un métal et les caractéristiques des deux classes sont trop peu distinctes pour que cette classification subsiste; quoi qu'il en soit, cette réserve faite, nous conserverons cette division *habituelle*.

Corps composés. — Les divers éléments simples ne forment pas entre eux des combinaisons indéfinies, c'est-à-dire que tant de parties d'un corps

ne s'uniront pas avec un nombre quelconque de parties d'un autre corps pour former une série infinie de composés : les combinaisons se font d'après des lois bien définies qu'il convient de préciser.

Lois des combinaisons. — I. Le poids d'un composé est toujours égal à la somme des poids composants et cette loi s'appuie sur cet axiome fondamental de la Chimie : « Rien ne se perd, rien ne se crée. »

II. Deux corps se combinent toujours en proportions invariables pour former un même composé. Cette loi, dite *de Proust,* est absolue en ce sens que, si l'on met en présence deux corps en proportions non définies et que par un procédé quelconque on les amène à se combiner, si l'un des corps est en excès, la combinaison se forme dans une proportion définie et l'excès du corps reste sans altération. Cette loi s'applique aussi bien pour les poids que pour les volumes.

III. Deux corps peuvent se combiner en diverses proportions, mais dans ce cas il y a formation de corps différents et les quantités combinées des deux corps sont toujours entre elles dans un rapport simple. C'est là la loi de Dalton. Ainsi 1 partie d'azote pourra se combiner avec 1, 2, 3, 4 et 5 parties d'oxygène et former cinq corps différents et pas d'autres. Les rapports de ces deux corps seront entre eux comme ces nombres et, si l'on essayait de combiner 1 partie d'azote avec 6 parties ou 3 parties et demie, il resterait, la combinaison faite, 1 partie ou une demi-partie d'oxygène non combiné. Wollaston a montré que cette loi s'appliquait aussi aux sels; ainsi l'acide carbonique peut s'allier à la soude de manière à former trois sels dans lesquels, pour un même poids de soude, le poids de l'acide est 1, 2 et 3.

De ces diverses lois on a cherché à établir une relation numérique déterminant la proportionnalité des combinaisons. Sans vouloir entrer ici dans le développement des lois des volumes (Gay-Lussac) et de la théorie des nombres proportionnels, nous retiendrons les deux modes d'expressions qui servent à calculer les combinaisons des corps : la théorie des équivalents et celle des atomes.

Avant d'aborder cette question, il convient tout d'abord d'étudier les diverses combinaisons que les corps peuvent faire entre eux et définir les corps simples connus.

Toutefois, comme dans les explications qui suivent nous devrons faire intervenir les quantités des composants, nous suivrons la théorie des équivalents, qui est encore la plus usitée, et nous poserons de suite cette définition :

Équivalent. — Les nombres qui expriment les proportions en poids suivant lesquelles les corps se combinent, ou les poids des différents corps qui peuvent se remplacer dans les combinaisons, se nomment *équivalents chimiques* ou simplement *équivalents.*

Nous reviendrons plus loin sur la valeur et l'usage des équivalents.

LES CORPS SIMPLES.

Définition. — On appelle *corps simples* les éléments irréductibles dont les combinaisons forment les différentes substances de la nature; ils se divisent en métalloïdes et métaux, comme nous l'avons déjà dit : les métalloïdes sont au nombre de 15, les métaux au nombre de 60 environ. Dans l'étude qui suit, nous ne nous occuperons que des corps simples qui ont un usage photographique actuellement.

Notation. — Afin de permettre d'écrire et de représenter d'une façon simple les éléments, on est convenu de les désigner par une lettre ou symbole formé par la première lettre de leur nom, ou, au besoin, par les deux premières lettres; dans ce dernier cas, la seconde lettre est toujours écrite en minuscule, tandis que la première est en majuscule du caractère romain.

Très souvent les lettres symboles sont prises d'après l'ancien nom latin; nous aurons soin d'indiquer l'origine dans le Tableau ci-dessous, où nous réunissons la série des corps simples usités en Photographie avec leur notation, leur équivalent et leur poids atomique ([1]).

I. — *Métalloïdes.*

Nom du corps.	Symbole.	Équivalent.	Poids atomique.
Azote	Az	14	14
Bore	Bo	11	10,9
Brome	Br	80	79,8
Carbone	C	6	12
Chlore	Cl	35,5	35,4
Fluor	Fl	19	19
Hydrogène	H	1	1
Iode	I	127	126,5
Oxygène	O	8	16
Phosphore	P	31	31
Silicium	Si	28	28
Soufre	S	16	32

([1]) Nous donnons de suite cette indication, sur la valeur de laquelle nous reviendrons plus loin, en développant la théorie des équivalents et la théorie atomique.

II. — *Métaux.*

Nom du corps.	Symbole.	Équivalent.	Poids atomique.
Aluminium	Al	13	27
Antimoine (Stibium)	Sb	122	119,6
Argent	Ag	108	107,7
Baryum	Ba	68	137
Cadmium	Cd	56	111,7
Calcium	Ca	20	40
Chrome	Cr	26,3	52
Cobalt	Co	29,5	58,7
Cuivre (Cuprum)	Cu	31,75	63,3
Étain (Stannum)	Sn	59	118
Fer	Fe	28	55,9
Lithium	Li	7	7
Magnésium	Mg	12	24
Manganèse	Mn	27,5	54,8
Mercure (Hydrargyrum)	Hg	100	200
Molybdène	Mo	48	96
Nickel	Ni	29,5	58,6
Or (Aurum)	Au	98,5	196,6
Osmium	Os	99,5	199
Palladium	Pa	53,25	106,5
Platine	Pt	98,5	194,4
Plomb	Pb	103,5	206,4
Potassium (Kalium)	K	39,1	39,1
Rhodium	Ro	52	104,4
Sodium (Natrium)	Na	23	23
Strontium	Sr	43,75	87,5
Tungstène (ou Wolfram)	Tu (ou W)	92	183,6
Uranium	U	60	239
Zinc	Zn	32,5	65
Zirconium	Zi	44,5	89,5

LES CORPS COMPOSÉS.

Les corps composés se divisent en : 1° combinaisons avec l'oxygène, 2° combinaisons sans oxygène, 3° combinaisons avec l'hydrogène, 4° combinaisons métalliques, 5° combinaisons d'acides et de bases (sels).

Les corps peuvent former avec l'oxygène deux sortes de combinaisons : les *oxydes* et les *acides*.

Oxydes. — Les oxydes sont des combinaisons binaires dont la caractéristique est de faire tourner au bleu la teinture rouge de tournesol ; ils sont dans ce cas appelés *bases* et sont aptes à se combiner avec les acides pour

former les *sels*. Certains oxydes, dits *neutres*, ne ramènent pas au bleu la teinture de tournesol et sont aptes cependant à former des sels.

Acides. — Les acides sont des combinaisons plus oxygénées qui sont caractérisées par une saveur aigre ([1]) et la propriété de faire tourner au rouge la teinture bleue de tournesol. Ces acides, dus à une combinaison avec l'oxygène, se nomment aussi *oxacides*.

Sels. — On nomme *sel* la combinaison d'un acide et d'un oxyde; ceux dans lesquels l'acide est complètement saturé par la base sont dits *sels neutres*, ceux dans lesquels l'acide est en excès sont dits *sels acides*.

Hydracides. — Les hydracides sont des composés binaires ayant les caractères des acides, mais formés par la combinaison d'un métalloïde avec l'hydrogène.

Composés non oxygénés. — Les métalloïdes et les métaux forment entre eux des combinaisons binaires, qui n'ont les caractères ni des acides ni des bases, et sont cependant de véritables sels.

Composés métalliques. — Enfin les métaux peuvent s'allier entre eux pour former des combinaisons simples ou multiples qu'on nomme *alliages*, il est toutefois à noter que, lorsque le mercure entre dans la combinaison, on lui donne le nom d'*amalgame*.

Diversité des sels. — Nous avons dit que la combinaison d'un acide et d'une base constitue un sel; en dehors de ces produits oxygénés, il existe d'autres sels dans lesquels des composés non oxygénés jouent le rôle d'acide, en dehors même des hydracides que nous avons signalés. De plus, les sulfures, chlorures, bromures, etc., peuvent jouer entre eux le rôle d'acide et de base : ainsi le chlorure d'or ne se mélange pas avec le chlorure de potassium, mais il forme un véritable sel de combinaison dans lequel le premier est l'acide et le second la base; on appelle ces combinaisons *sels doubles*.

Hydrates. — L'eau, composé binaire d'oxygène et d'hydrogène, est tantôt acide pour les bases fortes, tantôt base pour les acides énergiques. Ces combinaisons portent le nom d'*hydrates*.

([1]) C'est par suite de cette saveur aigre, comparable à celle du vinaigre, en latin *acetum*, qu'on leur a donné ce nom.

NOMENCLATURE.

Afin de désigner par un langage clair et précis les diverses combinaisons, on a été appelé à créer une sorte de langue spéciale : la *nomenclature,* dont les terminaisons fixes permettent de caractériser la nature même des combinaisons. Nous allons en résumer ici les principes.

Oxydes. — Lorsqu'un élément ne forme avec l'oxygène qu'une seule combinaison, on la désigne sous le nom d'*oxyde,* suivi du nom du corps simple ; exemple : *oxyde de zinc.*

Si l'élément forme avec l'oxygène plusieurs oxydes, celui qui contient 1 équivalent d'oxygène porte le nom de *protoxyde,* celui qui contient 1,5 équivalent *sesquioxyde,* et *bioxyde* celui qui contient 2 équivalents [1]. Exemple :

1 éq. ou 26gr de manganèse donne avec	1éq	ou	8gr	d'oxygène le	*protoxyde de manganèse.*
» »	»	1,5	12	»	*sesquioxyde de manganèse.*
» »	»	2	16	»	*bioxyde de manganèse.*

Par dérogation à cette règle et par habitude ancienne, on désigne souvent certains oxydes par des noms particuliers, tels que la *potasse* (protoxyde de potassium), la chaux, la soude, etc.

Acides. — Lorsqu'un corps simple ne forme avec l'oxygène qu'une combinaison acide, on la désigne en ajoutant au nom du corps la terminaison *ique.* Exemple : l'*acide carbonique.*

Si le corps peut former deux combinaisons acides, la plus oxygénée conserve la terminaison *ique,* la moins oxygénée prend la terminaison *eux.* Exemple : acide phosphorique et acide phosphoreux.

Le corps peut former des combinaisons acides se classant entre ces deux genres ou même au-dessus de la combinaison supérieure, on donne à ces acides la terminaison *eux* ou *ique*, mais en faisant précéder le nom des préfixes *hypo* (du grec sous) ou *hyper* (du grec sur, au-dessus). Exemple : le chlore forme avec l'oxygène la série suivante :

Acide *hypo*chlor*eux*
» chlor*eux*
» *hypo*chlor*ique*
» chlor*ique*
» *hyper*chlor*ique*

---

(1) On emploie aussi les désignations *deuto, tri, quadri* et *per* indiquant des proportions croissantes d'oxygène. Ex. : deutoxyde de manganèse, peroxyde de manganèse.

Sels oxygénés. — Un acide et une base oxygénés formant un sel sont désignés en indiquant d'abord l'acide, dont la terminaison *ique* se transforme en *ate* ou la terminaison *eux* en *ite :* ce changement indiquant que l'acide n'est plus libre mais en combinaison. On fait suivre du nom de l'oxyde.

Exemples. — Les diverses combinaisons acides du soufre donneront avec le protoxyde de sodium, par abréviation soude, les sels suivants :

Acide sulfurique......................	le sulf*ate* de soude
» hyposulfurique.................	l'hyposulf*ate* de soude
» sulfureux......................	le sulf*ite* de soude
» hyposulfureux (1).............	l'hyposulf*ite* de soude

Si le sel contient plus ou moins d'acide, on le désignera à l'aide des préfixes *sesqui* (presque) ou *bi* (double).

Exemples. — Le *sesqui*carbonate de soude, qui contient 1,5 équivalent d'acide carbonique pour 1 de soude; le *bi*carbonate de soude, qui contient 2 équivalents d'acide carbonique pour 1 de soude.

Si, inversement, c'est la base qui prédomine, on ajoutera le mot *bi*, *tri*, *quadribasique.* Exemple : si 3 équivalents d'oxyde de mercure s'unissent à 1 équivalent d'acide azotique, on désignera une telle combinaison par les mots : azotate *tribasique* de mercure.

Combinaisons non oxygénées. — Les combinaisons binaires non oxygénées se désignent en énonçant d'abord le corps électronégatif (2) suivi de la terminaison *ure*, puis on nommera le corps électropositif. Exemple : le soufre et le carbone donnent du sulf*ure* de carbone. Les préfixes *proto* (1), *bi* (2), *tri* (3), *tétra* (4), *penta* (5) indiqueront la prédominance du corps électronégatif. Exemple : 5 équivalents de soufre et 1 de potassium donnent du *pentasulfure de potassium.*

---

(1) Il est à noter que cette appellation tend à être remplacée par la suivante, acide *thiosulfurique,* qui donne lieu à des *thiosulfates,* d'après cette remarque que l'acide hyposulfureux peut être considéré comme de l'acide sulfurique dans lequel un atome d'oxygène a été remplacé par un atome de soufre. Ce préfixe *thio,* qui vient du nom grec du soufre (θήϊον) est employé lorsqu'on veut exprimer cette substitution d'un atome de soufre dans une combinaison.

(2) On désigne ainsi les corps qui se portent au pôle négatif, lorsqu'on décompose une combinaison par la pile; c'est là une désignation arbitraire, car tel corps électronégatif par rapport à un élément est électropositif par rapport à un autre : nous avons cependant préféré garder cette désignation, afin de ne pas entrer dans une discussion hors de notre sujet.

Hydracides. — Les hydracides suivent la même règle que les oxacides, l'hydrogène se nommant le dernier. Exemple : le soufre et l'hydrogène donneront l'acide sulfhydrique; le brome et l'hydrogène l'acide bromhydrique.

Les combinaisons non oxygénées, mais jouant le rôle d'acide, suivront aussi la règle; ainsi le soufre et le carbone, jouant dans une combinaison le rôle d'acide, porteront le nom d'*acide sulfocarbonique,* donnant lieu à des *sulfocarbonates.*

NOTATIONS ET FORMULES.

Nous avons dit que les corps simples se désignaient par une lettre ou symbole; lorsqu'il s'agira de représenter une combinaison, il suffira de réunir les symboles les uns à côté des autres en ayant soin de poser en vedette (exposant), en haut et à droite de la lettre, le chiffre indiquant le nombre d'équivalents de chaque élément. Exemple :

HO....................	Oxyde d'hydrogène	(Eau)
Ca O....................	Oxyde de calcium	(Chaux)
CO^2....................	Acide carbonique	
SO^3....................	Acide sulfurique	

L'acide sulfurique étant généralement hydraté, on donnera cette notion en ajoutant la mention eau, HO, à la suite [1] et au besoin en indiquant par un chiffre la quantité d'eau combinée :

SO^3,HO représente l'acide sulfurique monohydraté;
SO^3,4HO » » quadrhydraté.

Un sel sera représenté de la même façon : on écrira d'abord l'oxyde, puis l'acide. Exemple :

Ca O,SO^3.................................. Sulfate de chaux

Une réaction s'écrira sous forme d'égalité, en plaçant d'une part les corps mis à réagir, de l'autre la combinaison effectuée. Faisons réagir l'acide sulfurique sur du carbonate de chaux, les produits de la réaction sont de l'acide carbonique, qui se dégage, et du sulfate de chaux et de l'eau restant dans l'appareil; on écrira ainsi cette réaction :

$$\underbrace{SO^3,HO}_{\text{Acide sulfurique.}} + \underbrace{CaO,CO^2}_{\text{Carbonate de chaux.}} = \underbrace{CaO,SO^3}_{\text{Sulfate de chaux.}} + \underbrace{CO^2}_{\text{Acide carbonique.}} + \underbrace{HO.}_{\text{Eau.}}$$

(1) Lorsque l'eau n'est qu'à l'état de mélange, exemple l'eau absorbée par les cristaux des sels, on la représente souvent par la notation *aq* (aqua) en la faisant précéder d'un chiffre indiquant la quotité et la séparant de la formule par le signe + qui indique le mélange et non la combinaison. Ex. NaO, $S^2O^3 + 5$aq., hyposulfite de soude à cinq équivalents d'eau.

Or cette formule, qui nous donne une simple explication, serait sans valeur réelle, si elle ne pouvait nous donner la notion des quantités appelées à réagir pour former une quantité donnée de composé; la théorie des équivalents va nous permettre de rendre calculable cette formule.

ÉQUIVALENTS.

Nous avons dû donner plus haut la définition de l'équivalent pour rendre plus faciles les explications sur la nomenclature et la notation; nous avons dit que : l'équivalent est le nombre exprimant les poids des corps pouvant se substituer les uns aux autres, dans une combinaison donnée. Nous allons exposer de quelle façon ont été déterminés ces nombres et montrer leur emploi.

Détermination des équivalents. — Pour déterminer l'équivalence des corps, il y avait lieu de partir d'une base, c'est-à-dire prendre un corps dont le poids représenterait l'unité d'équivalence. Deux systèmes ont été proposés : dans l'un, l'unité est l'oxygène représentant 100 (Berzélius); dans l'autre, l'hydrogène représentant 1 (Dalton); ce dernier a prévalu [1] et c'est celui que nous emploierons au cours de cet Ouvrage.

Pour déterminer l'équivalence des divers corps, on a procédé de la façon suivante : étant donnée une combinaison dans laquelle entrait le corps unité, l'hydrogène, uni avec un autre élément, on a cherché la proportion des deux corps, après avoir décomposé la combinaison. Ainsi l'eau, composée d'hydrogène et d'oxygène, a fourni 8^{gr} d'oxygène pour 1^{gr} d'hydrogène; en faisant de même l'analyse d'une série de corps binaires dont l'hydrogène faisait partie, puis en contrôlant les nombres trouvés par de nouvelles analyses ou au besoin des synthèses, on a pu établir la table que nous avons donnée plus haut.

Usage des équivalents. — Cette connaissance de l'équivalence des corps nous permet de calculer les formules dont nous avons donné plus haut la notation. Reprenons l'exemple ci-dessus, et posons-nous ce problème : *Combien faudrait-il de carbonate de chaux et d'acide sulfurique pour obtenir* 100^{gr} *d'acide carbonique?*

Reprenons la formule

$$SO^3,HO + CaO,CO^2 = CaO,SO^3 + CO^2 + HO.$$

Donnons à chaque symbole sa valeur en équivalents.

(1) Notons que Wollaston avait pris pour unité O = 10 et Thomson O = 1.

L'acide sulfurique sera représenté en poids :

$$(S = 16,\ O^3 = 8 \times 3 = 24,\ H = 1,\ O = 8)$$

soit 49. De même les divers termes nous fourniront

CaO,CO^2	50
CaO,SO^3	68
CO^2	22
HO	9

Il en résulte que, les divers corps étant représentés par leurs poids, la formule pourra s'écrire

$$49 + 50 = 68 + 22 + 9.$$

Ainsi, pour obtenir 22gr d'acide carbonique, il faut 49gr d'acide sulfurique (1) et 50gr de carbonate de chaux; pour obtenir 100gr d'acide carbonique soit 4,54 fois plus, en chiffres ronds 5 fois plus, il faudra faire réagir $49 \times 5 = 245$gr d'acide sulfurique sur $(50 \times 5) = 250$gr de carbonate de chaux.

Au point de vue photographique, cette connaissance de l'équivalent nous permettra de calculer rapidement les quantités de produits de substitution à employer.

Supposons que, dans une formule, on nous signale l'emploi de 45gr de carbonate de soude : nous n'avons à notre disposition que du carbonate de potasse; cherchons quelles sont les quantités correspondantes des deux alcalis.

NaO,CO^2	le carbonate de soude a pour équivalent	53
KO,CO^2	» potasse »	69

Ainsi donc, à 53gr de carbonate de soude il y a lieu de substituer 69gr de carbonate de potasse, d'où l'équation simple du problème :

$$\frac{53}{69} = \frac{45}{x};\quad \text{d'où}\quad x = \frac{45 \times 69}{53} = 58^{gr},5.$$

(1) D'acide sulfurique monohydraté, c'est-à-dire à 1 équivalent d'eau.

CHAPITRE II.

LA THÉORIE ATOMIQUE.

Les équivalents sont donc, comme on l'a compris, de simples résultats d'expérience : ils ne tiennent compte que du poids et pas des volumes des corps combinés; d'autre part, ils ne font en rien prévoir la constitution intime du composé.

Dès le commencement du siècle, Avogadro et Ampère avaient cherché à tenir compte de cette constitution; sans entrer dans l'étude historique de cette question, nous résumerons ici les principes de la théorie atomique qui tend maintenant à prévaloir sur l'équivalence. Nous ne pouvons toutefois nous empêcher de noter ce fait tout particulier que cette théorie, née surtout en France, est exclue de l'enseignement universitaire, alors qu'elle est seule employée en Allemagne, en Angleterre et en Amérique. Dans ces pays, aucun journal photographique ne donne les formules des corps autrement que par la notation atomique, bien plus simple d'expression et surtout plus compréhensible.

L'atome et la molécule. — Il est facile de supposer par la pensée qu'un corps peut être réduit à une particule suffisamment petite, pour qu'elle ne puisse plus être divisée par un *moyen physique :* nous avons là la *molécule;* mais il nous est aussi possible de comprendre que cette petite particule peut être à son tour divisée, par des *moyens chimiques,* en parties plus petites, qui à leur tour ne peuvent plus être divisées par ces moyens : c'est là l'*atome*.

Cohésion et affinité. — La *force physique,* qui unit les molécules, est la *cohésion*, la *force chimique* qui unit les atomes est l'*affinité*.

Ces définitions nous donnent aussitôt les qualités distinctives de la matière. Ces atomes sont en quelque sorte purement rationnels, mais ils nous permettront, comme on le verra plus loin, de nous faire une idée de la constitution de la matière et de la forme des substitutions.

Poids moléculaires et atomiques. — S'il n'est pas possible d'établir directement le poids de la molécule ou celui de l'atome, on peut, par des

séries d'observations, établir leur valeur par rapport à un type, comme on l'a fait pour l'équivalent. Examinons le cas des gaz : comme ils se dilatent et se compriment à peu près de la même façon, ils peuvent être considérés comme contenant le même nombre d'atomes pour un même volume donné; si les gaz sont complexes, il y aura proportionnalité entre le poids des molécules et leurs densités. Ce même raisonnement peut être appliqué aux matières solides; nous n'entrerons pas dans le détail, nous nous contenterons de poser la loi.

Les corps composés auront un *poids moléculaire* ressortant de la somme des densités des éléments composants, les corps simples composés des mêmes atomes auront un *poids atomique*.

Prenons un corps défini, l'eau; nous savons qu'il est composé de 2 volumes d'hydrogène et de 1 volume d'oxygène : la molécule contiendra donc 2 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène; les poids des composants étant entre eux comme leurs densités nous pourrons, sachant que

1^{lit} d'hydrogène pèse	$0^{gr},089$
1^{lit} d'oxygène pèse	$1^{gr},430$

poser l'équation

$$\frac{2H}{O} = \frac{0,178}{1,430} = \frac{1}{8};$$

mais dans ce cas nous avons pris les densités par rapport à l'air; si nous devons reporter tous les poids atomiques à un corps type, l'hydrogène par exemple, il conviendra de comparer les densités par rapport à ce même corps type. Or nous savons que l'hydrogène est 14,44 fois plus léger que l'air, par suite la densité de l'hydrogène pris pour unité deviendra $0,0693 \times 14,44 = 1$, et la densité de l'oxygène sera $1,1056 \times 14,44 = 15,96$, plus exactement 16. Le poids atomique de l'hydrogène étant 1, celui de l'oxygène sera 16.

Loi des chaleurs spécifiques. — Les travaux de Dulong et Petit, repris plus tard par Regnault, amenèrent à cette conclusion importante que :

Les atomes de tous les corps simples ont exactement la même capacité pour la chaleur.

C'est là la loi dite des *chaleurs spécifiques* qui fournit un moyen très net pour établir le poids atomique des divers éléments simples. On sait que la chaleur spécifique d'un corps est la quantité de chaleur [1] nécessaire pour

[1] L'unité de chaleur est la calorie-kilogramme-degré, quantité de chaleur nécessaire pour élever de 1° la température de 1^{kg} d'eau pure; la petite calorie ou calorie-gramme-degré, mille fois plus petite, est la quantité de chaleur nécessaire pour élever de 1° la température de 1^{gr} d'eau.

élever de 1° la température de 1kg de la matière en expérience. La loi énoncée plus haut conduit à cette conclusion pratique que le poids atomique d'un corps est égal à la chaleur spécifique de ce corps, divisé par une constante, 6,4 en moyenne [1].

Soit C la chaleur spécifique, PA le poids atomique et K la constante, on a

$$PA = \frac{C}{K}.$$

Atomicité ou valence. — Les atomes ne peuvent se combiner ou se remplacer entre eux en toutes proportions : chaque corps a une aptitude spéciale, qui constitue son *atomicité* ou *valence*. Si l'on rapporte cette valence à l'hydrogène, pris pour unité, on voit que les corps peuvent former par combinaison ou substitution un certain nombre de corps nouveaux, mais pas d'autres; exemple :

1 atome de chlore	et	1	d'hydrogène	forment	l'acide chlorhydrique	ClH,
1 » d'oxygène		2	»	»	l'eau	OH^2,
1 » d'azote		3	»	»	l'ammoniaque	AzH^3,
1 » de carbone		4	»	»	le gaz des marais	CH^4;

on dit alors que

Le chlore est monoatomique ou...............	univalent
L'oxygène diatomique..........................	bivalent
L'azote triatomique............................	trivalent
Le carbone tétratomique.......................	quadrivalent

Inversement, d'après cette observation, nous saurons que

1 atome de chlore	peut se substituer à	1	atome d'hydrogène
1 » d'oxygène	»	2	»
1 » d'azote	»	3	»
1 » de carbone	»	4	»

On exprime cette atomicité dans la notation en mettant le chiffre qui l'indique en exposant exprimé en caractères romains.

Le Tableau suivant donne l'atomicité des principaux éléments simples usités en Photographie :

Azote.....................	Az^{III}	Étain... stanneux.......	Sn^{II}
Bore......................	B^{III}	Étain... stannique......	Sn^{IV}
Brome.....................	Br^{I}	Fer.... ferreux........	Fe^{II}
Carbone...................	C^{IV}	Fer.... ferrique........	Fe^{III}
Chlore....................	Cl^{I}	Lithium..................	Li^{I}
Fluor.....................	Fl^{I}	Magnésium................	Mg^{II}

[1] En réalité elle varie de 5,5 à 6,9.

Hydrogène	H^{I}	Manganèse		Mn^{II}
Iode	I^{I}	Mercure	mercureux	Hg
Oxygène	O^{II}		mercurique	Hg^{II}
Phosphore	P^{III}	Molybdène		Mo^{II}
Silicium	Si^{IV}	Nickel		Ni^{II}
Soufre	S^{II}	Or		Au^{III}
Aluminium	Al^{III}	Palladium		Pd^{II}
Antimoine	Sb^{III}	Platine	platineux	Pt^{II}
Argent	Ag^{I}		platinique	Pt^{IV}
Baryum	Ba^{II}	Plomb		Pb^{II}
Cadmium	Cd^{II}	Potassium		K^{I}
Calcium	Ca^{II}	Sodium		Na^{I}
Chrome	Cr^{II}	Strontium		Sr^{II}
Cobalt	Co^{II}	Uranium		U^{II}
Cuivre cuivreux	Cu^{I}	Zinc		Zn^{II}
Cuivre cuivrique	Cu^{II}			

NOTATION ATOMIQUE.

Les éléments simples sont notés par les lettres-symboles employées pour la notation en équivalents, mais on leur attribue le poids atomique donné page 13; les combinaisons binaires s'écrivent en notant les éléments, mais sans s'occuper de leur place. HCl ou ClH désignent l'acide chlorhydrique.

Acides. — En théorie atomique, on considère que tout acide est un composé hydrogéné apte à échanger tout ou partie de son hydrogène contre un métal quelconque : il n'y a donc plus de distinction entre les oxacides et les hydracides.

Cette manière d'envisager la formule permet de se rendre mieux compte de la réaction

$$HCl + Zn = ZnCl + H$$

acide chlorhydrique + zinc = chlorure de zinc + hydrogène qui se dégage,

$$AzO^3H + KOH = AzO^3K + H^2O$$

acide azotique + hydrate de potassium = azotate de potasse + eau.

Dans ces deux formules la substitution du métal à l'hydrogène devient évidente.

Bases. — On donne ce nom aux oxydes métalliques hydratés aptes à se combiner avec les acides; bien que, en réalité, leur formule constitutive ne renferme pas les éléments complets de l'eau on les nomme *hydrates;* leur notation sera de la forme ROH. Exemple : NaOH soude, KOH potasse; ces corps sont aptes à échanger leur métal ou leur radical contre l'hydrogène basique de l'acide.

On peut remarquer que ces oxydes sont de l'eau H^2O, dans laquelle 1 atome d'hydrogène a été remplacé par le métal.

Sels. — D'après la double définition des acides et des bases, on voit que le sel doit être envisagé comme le produit de la substitution du métal de la base à l'hydrogène basique de l'acide et à la formation d'eau.

Si l'acide contient plusieurs atomes d'hydrogène pouvant être remplacés par un ou plusieurs atomes de métal, on aura suivant le cas un sel acide ou neutre. Exemple, l'acide sulfurique, SO^4H^2, qui est bibasique, donnera avec le sodium

SO^4Na^2............................	Sulfate neutre de sodium
SO^4HNa............................	Sulfate acide de sodium

Formules de constitution. — Les formules telles que nous venons de les donner se nomment formules *brutes*, elles ne cherchent pas à rendre compte du groupement des atomes dans la molécule. Si l'on tient compte de la valence, on peut établir les formules dites de *constitution,* qui permettent en quelque sorte de rendre tangible la constitution de la molécule et indiquer les substitutions auxquelles elle peut donner lieu.

Le mode le plus employé consiste à écrire le symbole du corps ayant la plus forte valence et de grouper autour de lui, atome par atome, les autres corps de constitution qu'on réunit au premier par des traits. Exemple, l'hydrogène monoatomique forme avec le chlore monoatomique l'acide chlorhydrique : on écrira H - Cl.

L'eau, composée d'oxygène bivalent et de deux atomes d'hydrogène univalent, s'écrira

$$H - O - H \quad \text{ou} \quad \begin{matrix} H \\ H \end{matrix}\!\!>\!O, \quad H^2O.$$

L'azote trivalent donne avec l'hydrogène univalent

$$\begin{matrix} & H & \\ & | & \\ H - & Az & - H \end{matrix} \quad \text{ou} \quad Az \begin{matrix} / H \\ - H \\ \backslash H \end{matrix}$$

et forme l'ammoniaque AzH^3.

Le carbone quadrivalent forme avec l'hydrogène univalent

$$\begin{matrix} & H & \\ & | & \\ H - & C & - H \\ & | & \\ & H & \end{matrix} \quad \text{ou} \quad C \begin{matrix} / H \\ - H \\ - H \\ \backslash H \end{matrix}$$

c'est le méthane ou gaz des marais CH^4.

Tous ces corps sont saturés.

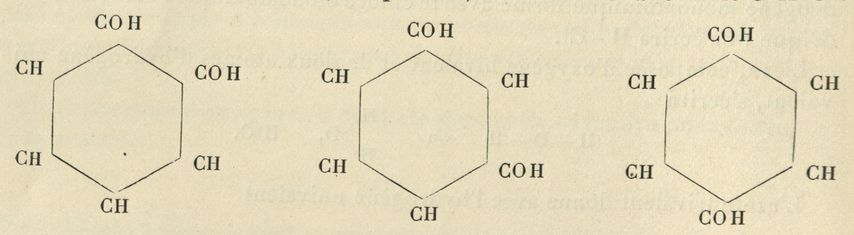
Un exemple suffira pour mettre en évidence l'utilité de ces formules, nous

venons de donner la formule de constitution du méthane, nous savons qu'en le traitant d'une certaine façon par le chlore, nous obtiendrons du chlorure de méthyle dont la formule brute sera CH^3Cl, mais que nous comprendrons mieux en voyant que, dans la formule déployée, un atome univalent d'hydrogène a été remplacé par un atome univalent de chlore.

H
|
H — C — Cl   ou   C ⟨ H, H, H, Cl
|
H

Un excès de chlore donnerait le chloroforme $CHCl^3$; plus encore, le perchlorure de carbone CCl^4, et les formules déployées nous permettraient de comprendre que ces substitutions étaient possibles et seules possibles.

Isomérie. — C'est par cette notation seule qu'il sera permis de se rendre compte de cette propriété particulière de certains corps : l'*isomérie.* On dit que des corps sont isomères lorsque, possédant la même composition chimique, ils diffèrent par leurs propriétés chimiques; il est évident que, dans des corps isomères, le rangement atomique doit être différent et les formules de constitution suivantes nous montrent les différences de groupement de trois composés isomères très employés en Photographie. La pyrocatéchine, la résorcine et l'hydroquinone, tous trois de la formule $C^6H^6O^2$.



Comparaison entre les deux sortes de notations. — La notation atomique est à la fois plus simple et plus rationnelle que la formule équivalente : les groupements sont exprimés d'une manière plus compacte et quelques exemples le feront sentir.

	Formes équivalente.	Formes atomique.
Hydroquinone	$C^{12}H^6O^4$	$C^6H^6O^2$
Sulfate de fer	$2FeO, 2SO^3 + 7aq.$	$FeSO^4 + 7H^2O$
Acide pyrogallique	$C^{12}H^6O^6$	$C^6H^6O^3$
Azotate de potasse	$KOAzO^5$	$KAzO^6$
Carbonate de soude	$NaO.CO^2$	$NaCO^3$

CHAPITRE III.

NOTIONS ÉLÉMENTAIRES DE CHIMIE ORGANIQUE.

La Chimie organique comprenait au début l'étude des corps de provenance animale ou végétale; mais, depuis que, par la synthèse, on est parvenu à reconstituer nombre de ces corps à l'aide des éléments minéraux, cette classification n'aurait plus sa raison d'être; d'autre part, les acides végétaux, en s'unissant avec les métaux, forment des sels qui brisent cette barrière artificielle et c'est malgré nous que nous conservons cette sorte de classification.

Toutes les substances organiques contiennent en proportions diverses les quatre éléments suivants : le carbone, l'hydrogène, l'oxygène et l'azote; l'un ou l'autre de ces éléments peut manquer, mais on est toujours sûr d'y rencontrer du carbone, aussi a-t-on pu dire que cette partie de la Chimie était l'étude des composés carbonés.

M. Berthelot a ainsi classé les substances organiques d'après leurs fonctions chimiques :

1° Les hydrocarbures, composés d'hydrogène et de carbone.

2° Les alcools, composés d'hydrogène, carbone et oxygène.

3° Les éthers, qui procèdent des alcools par perte d'eau.

4° Les aldéhydes, dérivant des alcools par échange d'hydrogène par de l'oxygène.

5° Les acides organiques, dérivés des alcools par une oxydation plus énergique.

6° Les alcalis organiques ou amines, composés azotés dérivant de la combinaison de l'ammoniaque avec les alcools.

7° Les amides, composés azotés dérivés de la combinaison de l'ammoniaque avec les acides.

8° Les phénols, intermédiaires entre les acides et les alcools.

9° Les alcaloïdes végétaux.

Il n'est point de notre cadre d'étudier les multiples composés qui ressortent de ces neuf classes, nous nous en tiendrons à la définition de ces corps montrant leur mode de formation, mais seulement lorsqu'ils auront un emploi en Photographie.

1. *Hydrocarbures.* — Un certain nombre d'hydrocarbures sont employés en Photographie; les uns, tels que la paraffine, les baumes, sont solides; les autres, comme la térébenthine, le pétrole, sont liquides; ils servent à former des vernis.

Comme nous l'avons dit plus haut, ce sont des combinaisons binaires de carbone et hydrogène; ils sont de la formule $C^n H^n$.

2. *Alcools.* — Les alcools sont des composés ternaires de carbone, hydrogène et oxygène. Leur nom leur vient de la première combinaison type connue : l'alcool de vin; la Photographie emploie nombre de corps de cette classe et, pour indiquer la filiation de ces produits, nous en donnerons la classification, en ne nous arrêtant que sur ceux qui sont utiles à notre sujet.

Les alcools se divisent en trois grandes classes, d'après le nombre de leurs atomes d'oxygène : *monoatomiques* quand ils ne contiennent qu'un atome d'oxygène, *diatomiques* quand ils en contiennent 2, *triatomiques* quand ils en contiennent 3.

ALCOOLS MONOATOMIQUES.

Les alcools monoatomiques se subdivisent en cinq séries qui sont les suivantes [1] :

Nos de série.	Formules types.	Nom du corps.	Formules.
1re ou série grasse...	$C^n H^{2n+2} O$...	Alcool méthylique............	$CH^4 O$
		Alcool éthylique (esprit de vin).	$C^2 H^6 O$
		Alcool amylique (eau-de-vie de pommes de terre).......	$C^5 H^{12} O$
		Alcool myricique.............	$C^{30} H^{12} O$
2e série............	$C^n H^{2n} O$.....	—	
3e série............	$C^n H^{2n-2} O$...	Alcool campholique (camphre).	$C^{10} H^{18} O$
4e série aromatique.	$C^n H^{2n-6} O$...	—	
5e série............	$C^n H^{2n-8} O$...	Alcool cyanique..............	$C^9 H^{10} O$

ALCOOLS DIATOMIQUES.

Les alcools diatomiques ou glycols sont de la formule générale $C^n H^{2n+2} O^2$; ils ne sont pas employés en Photographie.

ALCOOLS TRIATOMIQUES.

Les alcools triatomiques sont de la formule générale $C^n H^{2n+2} O^3$. Le principal, fort employé dans les préparations photographiques, est la glycérine $C^3 H^8 O^3$.

(1) Les séries sont complètes, mais nous ne donnons ici que les corps utiles au photographe. Les séries non utilisées sont portées pour mémoire.

3. *Éthers.* — Les éthers dérivent de l'union d'un acide à l'alcool, avec élimination d'eau; ce sont des combinaisons neutres. Ainsi l'alcool éthylique forme avec l'acide sulfurique l'éther, improprement appelé *éther sulfurique :* son vrai nom est *sulfate d'éthyle :*

$$2\,C^2H^6O) + H^2SO^4 = SO^4C^4H^{10} + 2\,H^2O.$$

Les éthers s'obtiennent en faisant réagir les deux corps sous l'influence de la chaleur; l'eau et les alcalis les dédoublent peu à peu en acide et alcool; l'ammoniaque les transforme en amides.

Les éthers peuvent se former par l'action d'un alcool sur un autre alcool; on a ainsi les éthers simples ou oxydes d'éthyle.

4. *Aldéhydes.* — Les alcools soumis à l'influence d'un corps oxydant se transforment, par oxydation, en un acide renfermant un atome d'oxygène à la place de deux atomes d'hydrogène. Exemple :

$$\underbrace{C^2H^6O}_{\text{Alcool.}} + 2\,O = \underbrace{C^2H^4O^2, H^2O.}_{\text{Acide acétique.}}$$

Si l'oxydation est moins profonde, l'alcool perdra deux atomes d'hydrogène et il se formera un alcool déshydrogéné qu'on nomme *aldéhyde.* Exemple :

$$\underbrace{C^2H^6O}_{\text{Alcool.}} + O = \underbrace{C^2H^4O}_{\text{Aldéhyde.}} + \underbrace{H^2O.}_{\text{Eau.}}$$

Les aldéhydes se classent donc entre les alcools et les acides et généralement le passage de l'un à l'autre se fait par formation d'aldéhyde. Ceux-ci, du reste, peuvent, par réaction inverse, former des alcools.

5. *Acides organiques.* — Les acides organiques sont des corps aptes à s'unir aux bases pour former des sels. Nous avons vu qu'ils représentent le second degré d'oxydation des alcools. Ils sont monobasiques, forment des éthers avec les alcools; leurs sels calciques donnent par distillation de l'acétone et leurs sels ammoniacaux se transforment en amides par la chaleur.

Nombreux sont les acides organiques employés en Photographie; ce sont les acides : acétique, formique, tartrique, citrique, oxalique, lactique, gallique, pyrogallique, etc. Ils sont très répandus dans la nature, mais la Chimie actuelle les reproduit facilement par synthèse. Ils agissent en général comme réducteurs et sont employés dans les bains de développement; quelques-uns, tels que l'acide acétique et l'acide citrique, agissent comme retardateurs en formant avec l'argent des combinaisons, qui ne sont réduites que plus lentement.

Tous ces acides sont en général incolores, solides et cristallisables, plus ou moins solubles dans l'eau; l'action de la chaleur les décompose pour la plupart. Quelques-uns sont modifiés par la chaleur de manière à former un nouveau corps jouissant de propriétés nouvelles : on les appelle acides *pyrogénés;* ils ne diffèrent de l'acide primitif que par quelques atomes d'eau ou d'acide carbonique; ainsi l'acide gallique chauffé donne de l'acide pyrogallique qui diffère du premier par 1 atome d'acide carbonique.

$$\underbrace{C^7H^6O^5}_{\text{Acide gallique.}} = \underbrace{C^6H^6O^3}_{\text{Acide pyrogallique.}} + \underbrace{CO^2}_{\text{Acide carbonique.}}$$

En ajoutant au nom primitif de l'acide le préfixe grec *pyro* (feu), on indique cette intervention de la chaleur.

La plupart des acides organiques sont transformés en acide oxalique par l'action de l'acide nitrique.

6. Les *amines* ou ammoniaques composées sont représentés par la substitution des éléments de l'ammoniaque aux éléments de l'eau dans les alcools et les phénols. Parmi eux, nous citerons l'aniline ou phénylamine qui, soit qu'elle forme des matières colorantes employées dans les procédés isochromatiques, soit qu'elle donne des corps capables de servir de réducteurs, tels que l'iconogène, est très employée en Photographie.

7. *Amides*. — Les amides dérivent, comme nous l'avons dit, des composés ammoniacaux par perte d'eau : ce sont des corps neutres. Ils ne sont pas employés directement en Photographie, mais se forment souvent par réaction dans les bains employés.

8. *Phénols*. — On nomme *phénols* une classe de combinaisons ternaires du genre alcool, qui tirent leur nom du terme principal, l'acide phénique, qui est le mieux connu. Ils se divisent comme les alcools en trois classes d'après leur teneur en oxygène et fournissent à la Photographie de nombreux produits : nous les signalerons comme nous l'avons fait pour les alcools; ils sont dérivés les uns de la benzine, les autres de la naphtaline (*naphtols*), tous deux tirés des goudrons de houille.

Phénols monoatomiques.

		Formules types.
Série tirée de la benzine..		$C^nH^{2n-6}O$
Phénol................................	C^6H^6O	
Série tirée de la naphtaline		$C^nH^{2n-12}O$
Naphtol................................	$C^{10}H^8O$	

Phénols diatomiques.

Série tirée de la benzine		$C^n H^{2n-6} O^2$
Hydroquinone	$C^6 H^6 O^2$	
Pyrocatéchine	$C^6 H^6 O^2$	
Résorcine	$C^6 H^6 O^2$	

Phénols triatomiques.

		$C^n H^{2n-6} O^3$
Pyrogallol	$C^6 H^6 O^3$	
Phloroglucine	$C^6 H^6 O^3$	

9. *Alcaloïdes végétaux.* — Plusieurs alcaloïdes végétaux sont employés tels que la quinine ou la morphine, particulièrement leurs sels. Les uns sont des réducteurs, d'autres agissent comme conservateurs. En général, leurs propriétés toxiques les font éviter.

Nous avons donné ici les principales notions sur les produits organiques, sans vouloir entrer dans le détail des séries et des subdivisions de séries, que M. Berthelot a pu ranger sous 73 titres principaux. Nous avons pensé que ces notions étaient largement suffisantes pour que le photographe sache de suite à quelle classification peuvent appartenir tel ou tel corps; on trouvera dans le Dictionnaire les propriétés spéciales des produits organiques usités en Photographie.

DEUXIÈME PARTIE.

DICTIONNAIRE.

ABRÉVIATIONS.

aq. Équivalent ou poids moléculaire d'eau.
CG. Caractères généraux.
cc Centimètre cube.
D. Densité.
E. Équivalent.
EN. État naturel.
FA. Formule atomique.
FE. Formule équivalente.
gr Gramme.
insol. Insoluble.
kg Kilogramme.
ME. Mode d'emploi.
O. Observations.
° Degré centigrade. — Température.
P. Propriétés physiques et chimiques.
PA. Poids atomique.
PM. Poids moléculaire.
PI. Préparation industrielle.
PL. Préparation de laboratoire.
p. Parties en poids.
pv. Parties en volume.
Pr. Préparation générale.
R. Essai et principales réactions.
Sol. Solubilité.
Syn. Synonyme.
UP. Usages photographiques.
V. Voir.
Vol. Volume.

A

ACÉTATES. — **CG.** Sont en général solubles dans l'eau et l'alcool, plusieurs sont déliquescents. Ils sont tous décomposés par une chaleur rouge, en donnant d'ordinaire de l'acétone et le métal se carbonate. Traités par l'acide sulfurique, ils donnent des sulfates et l'acide acétique est libéré. Chauffés avec de l'acide sulfurique et de l'alcool, ils donnent de l'éther acétique.

R. Les principales réactions, qui permettent de reconnaître les acétates, sont les suivantes :

1° Les cristaux secs chauffés avec de l'acide arsénieux dégagent une odeur repoussante d'oxyde de cacodyle.

2° Chauffés avec de l'acide sulfurique dilué, ils dégagent une forte odeur de vinaigre.

3° Chauffés avec l'acide sulfurique et l'alcool, ils donnent une agréable odeur d'éther acétique.

4° Une solution d'acétate donne avec le perchlorure de fer une coloration rouge foncé, passant au jaune avec HCl, et donnant à chaud un précipité brun (hydrate ferrique).

Pr. Ils se préparent directement par l'action de l'acide acétique concentré sur les oxydes ou mieux les carbonates.

ACÉTATE D'AMMONIAQUE. — **FE.** $AzH^4O, C^4H^3O^3$. — **E.** 77. — **FA.** $C^2H^3O^2AzH^4$. — **PM.** 77. — **Syn.** Acétate d'ammonium, esprit de Minderer.

Sol. Très soluble dans l'eau et l'alcool.

P. Sel blanc, inodore, cristallisant en petites aiguilles, déliquescent; fond à 89°, dégage à une plus haute température de l'ammoniaque, puis de l'acétamide et se décompose entièrement.

UP. Sert d'accélérateur particulièrement avec l'acide gallique; a été proposé par Ducos du Hauron pour augmenter la sensibilité des plaques au gélatinochlorure.

PL. Saturer l'acide acétique par l'ammoniaque ou le carbonate d'ammoniaque et concentrer. Le biacétate se prépare en traitant l'ammoniaque

par un excès d'acide acétique ou en distillant équivalents égaux de sel ammoniac et d'acétate de soude.

R. Ce sel est souvent altéré par du carbonate d'ammoniaque; on le purifie en ajoutant un peu d'acide acétique, la moindre effervescence décèle la présence de CO^2, on neutralise ensuite avec de l'ammoniaque.

O. Les solutions d'acétate d'ammoniaque perdent assez facilement à l'air une partie de leur base et deviennent acides; on les ramène pour l'usage photographique à l'état neutre en ajoutant un peu d'ammoniaque.

ACÉTATE D'AMYLE. — **FA.** $C^2H^3O^2, C^5H^{11}$. — **PA.** 130. — **D.** 0,876. — **Syn.** Essence de poires.

Sol. Insoluble dans l'eau, soluble en toutes proportions dans l'alcool et l'éther.

P. Liquide incolore, limpide, d'une odeur très agréable rappelant celle des poires jargonelle ou des pommes de rainette, surtout quand il contient de l'alcool; bout à 137° en émettant des vapeurs lourdes de 4,45 de densité, brûle avec une belle flamme blanche; est décomposé par la potasse à l'alcool en acétate de potasse et alcool amylique.

UP. Sert dans une lampe type à donner la lumière étalon (*Congrès photographique de* 1889). Est un dissolvant des pyroxyles et forme alors un collodion très tenace, mais apte seulement à l'émaillage à cause de son manque de porosité.

PI. et **PL.** Se prépare en distillant 1 partie d'acide sulfurique, 1 partie d'alcool amylique et 2 parties d'acétate de potasse : le produit distillé est lavé à l'eau, séché sur du chlorure de calcium et rectifié avec du massicot (oxyde de plomb), pour éliminer l'acide acétique libre. Il se fabrique en grand pour la parfumerie et est vendu sous le nom d'*essences de poires*, il est alors étendu de 6 fois son volume d'alcool.

ACÉTATE DE MORPHINE. — **FE.** $C^{34}H^{19}AzO^6, C^4H^3O^3$. — **E.** 336. — **FA.** $C^{17}H^{19}(C^2H^3O^2)AzO^3$. — **PA.** 394. — **Syn.** Acétyl-morphine.

Sol. 4 % dans l'eau froide, peu soluble dans l'alcool.

P. Cristallise en aiguilles blanches : décomposé par l'eau et l'alcool bouillants.

UP. Accélérateur pour le collodion humide.

PI. Triturer dans un mortier 2 parties de morphine avec 1 partie d'acide pyroligneux à 8°.

ACÉTATE DE PLOMB. — **FE.** $PbO, C^4H^3O^3$, 6aq. — **E.** 207,5. —

FA. $(C^2H^3O^2)^2Pb + 3aq$. — **PA.** 378,9. — **D.** 2,496. — **Syn.** Diacétate de plomb, sel ou extrait de Saturne.

Sol. 66 % dans l'eau froide, 200 % dans l'eau chaude; 12 % dans l'alcool, insoluble dans l'éther.

P. Cristallise en prismes clinorhombiques, transparents, légèrement efflorescents; saveur sucrée et astringente, laissant un arrière-goût métallique. Poison violent, le contrepoison est le blanc d'œuf et la magnésie. Fond vers 75° dans son eau de cristallisation et est décomposé vers 300° en acétone et plomb très divisé. Sa solution est acide et rougit la teinture de tournesol.

UP. Employé comme accélérateur, et dans certains bains de virage; sert aussi à éliminer l'hyposulfite des épreuves fixées : dose 2gr pour 1lit.

PI. On traite la litharge par l'acide acétique en excès et l'on fait cristalliser; on prépare encore en exposant à l'air de la grenaille de plomb arrosée d'acide acétique, le plomb s'oxyde aux dépens de l'air et se dissout dans l'acide : on concentre les liqueurs et on fait cristalliser.

PL. Précipiter 100 parties de sulfate de plomb par une solution concentrée d'acétate de baryum (84 parties) ou d'acétate de calcium (52 parties). Le sulfate de baryte ou de chaux précipite, on filtre et on concentre. La chaleur active la réaction.

R. Ce sel donne comme réaction typique un précipité jaune serin (jaune de chrome) avec un chromate soluble.

O. Le sel, en s'effleurissant à l'air, se décompose en carbonate de plomb et acide acétique qui s'évapore; les solutions se conservent mieux.

ME. L'acétate de plomb forme un virage économique : l'épreuve est virée dans un vieux bain d'or, où elle prend un ton jaune sale; on la met alors dans :

Acétate de plomb	5gr
Hyposulfite de soude	10gr
Eau distillée	100cc

Dans ce virage-fixage elle acquiert une belle teinte brune.

ACÉTATE DE POTASSE. — **FE.** $KO, C^4H^3O^3$. — **E.** 104,1. — **FA.** $C^2H^3O^2K$. — **PM.** 98,13. — **Syn.** Terre foliée, *arcanum tartari*.

Sol. 190 % dans l'eau froide, 800 % dans l'eau bouillante, 30 % dans l'alcool froid, 50 % dans l'alcool bouillant; insoluble dans l'éther, qui le précipite de ses solutions alcooliques.

P. Sel blanc cristallisé en aiguilles ou en paillettes grasses au toucher,

déliquescent. La solution aqueuse, évaporée à sec, donne une masse blanche lamellaire, qui est la terre foliée des anciens alchimistes.

UP. Employé dans certains virages; sert à former l'acétotungstate de potasse, donne dans les virages des tonalités noir bleu.

PI. et **PL.** Se prépare en dissolvant du carbonate de potasse dans de l'acide acétique.

EN. Se trouve en abondance dans la sève des végétaux; il se transforme dans la carbonisation du bois en carbonate de potasse.

R. L'acide arsénieux chauffé avec de minimes quantités d'acétate de potasse donne des vapeurs alliacées, c'est une caractéristique du sel.

ACÉTATE DE SOUDE. — **FE.** $NaO, C^4H^3O^3$. — **E.** 82. — **FA.** $C^2H^3O^2Na + 3aq$. — **PM.** 82. — **Syn.** Terre foliée minérale.

Sol. 28 % dans l'eau froide, 204 % dans l'eau bouillante, 45 % dans l'alcool; insoluble dans l'éther.

P. Cristallise en gros prismes clinorhombiques; sel blanc d'une saveur amère et piquante; fond à 319° en masses fibreuses très légères d'un gris ardoisé, à odeur acétique. Au contact de l'air sec, les cristaux perdent trois équivalents d'eau, qu'ils reprennent à l'air humide. Il fond à 60° dans son eau de cristallisation et devient déliquescent, il peut alors absorber jusqu'à 7 molécules d'eau. A dose supérieure à 8gr le sel est purgatif.

UP. Il sert à l'état fondu dans certains bains de virage; à l'état cristallisé est employé comme retardateur de l'hydroquinone.

PI. On sature l'acide pyroligneux, purifié par distillation, par du carbonate de soude et l'on fait cristalliser. On obtient ainsi un sel bruni par des matières goudronneuses; on le chauffe au rouge sombre pour détruire ces goudrons, on reprend par l'eau et l'on fait cristalliser.

PL. Saturer l'acide acétique cristallisable par du bicarbonate de soude, filtrer et faire cristalliser.

R. Sa solution ne doit pas noircir avec le sulfite d'ammoniaque (absence de plomb) et ne donner aucun précipité avec les nitrates d'argent et de baryte (absence de chlorures et de sulfates).

O. L'acétate bifondu est préférable pour les bains de virage, car la chaleur détruit les formiates de soude et les matières organiques, qui le souillent, et dont l'action réductrice sur les sels d'or serait nuisible.

ACÉTIQUE (*Acide*). — **FE.** $C^4H^4O^4$. — **E.** 60. — **FA.** $C^2H^4O^2$. — **PM.** 60. — **D.** 1,063. — **Syn.** Acide glacial.

Sol. En toute proportion dans l'eau et l'alcool.

P. Liquide incolore, odeur piquante de vinaigre, bout à 117° et se solidifie, quand il est pur, vers 18°; saveur fortement acide, très corrosif, il a une action vésicante marquée sur la peau. Sa vapeur est inflammable et brûle avec une flamme bleue, donnant comme résidu de l'eau et de l'acide carbonique. L'acide cristallisable dissout les pyroxyles et la gélatine.

UP. Sert à aciduler les bains de sensibilisation, procédé au collodion humide; sert de retardateur dans les bains de développement; arrête notamment l'action de l'hydroquinone. Il donne du brillant aux clichés : employé dans l'eau de lavage, au sortir du bain de développement, empêche la production du voile jaune (acide pyrogallique, hydroquinone) ou du voile blanc (oxalate de chaux) dans le procédé au fer. Est encore employé dans certaines émulsions à la gélatine, dont il facilite la dissolution.

PI. La distillation du bois donne un acide acétique impur, l'acide pyroligneux; on le sature par la chaux : l'acétate de chaux ainsi formé est traité par le sulfate de soude qui donne un précipité de sulfate de chaux et de l'acétate de soude, qui reste en solution. Le liquide est filtré et concentré, puis distillé avec de l'acide sulfurique : il se forme du sulfate de soude et l'acide distille. Le produit distillé de nouveau sur du chlorure de calcium, qui retient l'eau passée à la première distillation, fournit l'acide acétique cristallisable.

R. Dilué avec six fois son volume d'eau, il ne doit pas précipiter avec l'azotate de baryte (absence de SO^3) ou l'azotate d'argent (absence de Cl); mis dans un tube de verre, avec un fragment de zinc et quelques gouttes d'acide chlorhydrique, les gaz dégagés ne doivent pas noircir un papier imprégné d'azotate de plomb (absence d'acide sulfureux). On reconnaît la présence de l'acide azotique, en mettant dans un tube de l'acide acétique dilué et déposant à sa surface une couche de solution fraîche de sulfate ferreux acide : si la solution contient de l'acide azotique au point de jonction des deux liqueurs, il se formera un anneau brun. En faisant bouillir l'acide acétique avec un cristal d'azotate d'argent, la liqueur se colorera en brun, si elle contient de l'acide formique; il en est de même pour le furfurol, qu'on décèlera en ajoutant un peu d'aniline, la coloration virera alors au rouge.

L'acide acétique contenant de l'acide formique ou du furfurol est impropre aux usages photographiques; on le rectifie en le distillant, après l'avoir additionné de 2 °/₀ de bichromate de potasse en poudre.

O. L'acide acétique, mélangé d'eau, présente, au densimètre, une anomalie; la densité augmente jusqu'à 78 °/₀ d'eau, elle est alors de 1,075, puis elle diminue à mesure que la richesse en acide augmente pour devenir 1,06 pour l'acide pur.

On peut déterminer approximativement la teneur en eau de l'acide acétique du commerce en cherchant son point de solidification. On met dans un tube un peu d'acide et on y fait plonger un thermomètre; on entoure le tube d'hyposulfite en poudre sur lequel on verse égal poids d'eau froide : la température s'abaisse aussitôt et on note le point de solidification; la Table suivante donne la teneur en eau :

Point de solidification. oC.	Pour 100 d'eau.	Point de solidification. oC.	Pour 100 d'eau.
17	0	10	5
15,5	0,5	8	7
15	1	6	8
14	1,5	5,5	9
13	2	4,5	10
12	3	4	11
10,5	4	3	12

L'acide acétique doit être conservé en flacon bouché à l'émeri, car il attaque peu à peu le liège, d'autre part il s'hydrate au contact de l'air humide.

ACÉTONE. — **FE.** $C^6H^6O^2$. — **E.** 74. — **FA.** C^3H^6O. — **PM.** 58. — **D.** 0,814. — **Syn.** Éther pyroacétique.

Sol. En toutes proportions dans l'eau, l'alcool et l'éther.

P. Liquide incolore, très mobile, ressemblant à l'alcool, brûle avec une flamme très brillante; odeur éthérée, saveur brûlante. Bout à 56° et donne des vapeurs assez lourdes. Dissout le coton poudre, les résines et la plupart des matières grasses.

UP. Employé pour former des collodions d'émaillage ou des vernis. Servait au début de la fabrication du gélatinobromure à activer la dessiccation des plaques. Sert dans le procédé au collodion gélatiné à dissoudre l'émulsion.

PI. Dans l'industrie, on produit de grandes quantités d'acétone dans la préparation de l'aniline : il est recueilli comme sous-produit.

PL. S'obtient en chauffant l'acétate de chaux dans une cornue et recueillant les produits de la distillation : c'est en effet un produit de la décomposition des vapeurs d'acide acétique par la chaleur.

O. L'acétone, pour l'usage photographique, ne doit pas noircir en présence de la lumière lorsqu'on ajoute un peu de nitrate d'argent.

ACÉTOTUNGSTATE DE POTASSE. — **FA.** $K^2TuO^4 + KC^2H^3O^2$. — **PM.** 424.3. N'est pas à proprement parler un sel défini, c'est un sel double obtenu par simple mélange.

P. Cristallise en petits prismes transparents, légèrement efflorescents.

UP. Employé dans les bains de virage; en particulier pour l'aristotype, il donne des tons violet noir.

PL. Se prépare en mélangeant à équivalents égaux de l'acétate et du tungstate : soit 16gr d'acétate et 43gr de tungstate de potasse. Dissoudre dans l'eau chaude, filtrer et laisser cristalliser.

ACÉTOTUNGSTATE DE SOUDE. — **FA.** $Na^2TuO^4 + NaC^2H^3O^2$. — **PM.** 276. Sel double comme le précédent.

P. Cristallise en petits prismes blancs déliquescents.

UP. Employé dans les bains de virage, donne des tons pourprés.

PL. On mélange à équivalents égaux de l'acétate et du tungstate de soude, soit 14gr d'acétate de soude et 41gr de tungstate.

ACIDES (*Titrage des*). — La méthode de titrage des acides par l'aréomètre est très approximative; lorsqu'on a besoin de connaître la teneur d'une façon plus exacte, on procède par analyse volumétrique (*voir* troisième Partie). La solution normale comprend 53gr de carbonate de soude, pur et desséché, dans 1lit d'eau. Par le calcul il est facile de trouver que chaque centimètre cube de solution contient les poids équivalents suivants des diverses substances :

	gr
Carbonate de soude	0,053
Acide sulfurique	0,049
Acide chlorhydrique	0,365
Acide azotique	0,063

Pour essayer un acide on l'étend de 99 fois son poids d'eau : l'acide est donc au $\frac{1}{100}$. Dans un petit ballon, on met 10cc de solution normale de carbonate de soude et on ajoute comme indicateur un peu de teinture de tournesol bleue de manière à colorer franchement le liquide. On verse à l'aide d'une pipette graduée l'acide étendu jusqu'à ce que le liquide ait viré au rouge permanent après ébullition. Soit a le nombre représentant l'équivalence de l'acide donnée dans le Tableau ci-dessus et n le nombre de centimètres cubes versés, la formule $\frac{a \times 10}{n}$ donne le pourcentage de l'acide.

ACONITIQUE (*Acide*). — Synonyme d'acide paracitrique (*voir* ce mot). Ce nom lui vient de sa première préparation; il était extrait de l'aconit, plante de la famille des renonculacées (*aconitum napellus*), connue pour ses propriétés vénéneuses.

Ag. Symbole de l'argent. (*Voir* ce mot.)

Al. Symbole de l'aluminium. (*Voir* ce mot.)

ALBUMINE. — **F.** Est très différente suivant son origine (*voir* plus bas); **D.** 1,26. — **Syn.** Blanc d'œuf.

Sol. En toute proportion dans l'eau froide, coagulée par l'eau chaude, l'alcool et les acides.

P. A l'état sec, l'albumine se présente sous la forme de masses amorphes, transparentes, légèrement colorées en jaune; elle est insipide, inodore. En solution, elle forme un liquide visqueux et filant.

L'albumine est coagulée par l'alcool, l'azotate d'argent et les acides, mais seulement lorsqu'elle est à l'état humide : la chaleur la coagule à la température de 80°; dans cet état elle prend une teinte blanche opaque et ne peut se redissoudre. L'albumine en solution se corrompt assez vite à l'air en dégageant une forte odeur sulfureuse : elle se conserve toutefois plus longtemps en hiver qu'en été. L'albumine peut être évaporée à siccité dans un courant d'air sec, elle se forme en écailles blanches et peut se conserver ainsi assez longtemps, si elle est à l'abri de l'humidité; on la redissout dans une eau contenant quelques gouttes d'ammoniaque. Mêlée avec du bichromate de potasse et exposée à la lumière, elle est insolubilisée dans toutes les parties insolées, mais reste perméable aux liquides.

UP. Sert à former sur les papiers positifs une couche lisse qui prend mieux les détails du cliché; il se forme en même temps un albuminate d'argent sensible à la lumière. Sert à former sur plaque de verre une couche apte à recevoir le sel d'argent (procédé Taupenot, etc.); s'emploie dans certaines émulsions, combinée avec la gélatine. Sert comme substratum sur les plaques de verre pour les procédés au collodion sec, à cause de sa grande force adhésive, elle empêche ainsi les décollements; sert à clarifier et dégraisser la gélatine. Substratum pour les couches de photocollographie sur glace.

PL. Le bain d'albumine photographique se fait en battant des blancs d'œufs en neige; celle-ci, abandonnée pendant quelques heures, se résout peu à peu en un liquide clair. On prépare l'albumine plus rapidement en ajoutant à 100^{cc} de blanc d'œuf 10^{cc} d'eau acidulée par 1^{cc} d'acide acétique : on remue bien le mélange avec un agitateur, puis on laisse reposer pendant deux heures; on décante et on filtre.

EN. L'albumine des œufs est seule propre aux usages photographiques, celle qu'on retire du sang ne donne aucun bon résultat. Le blanc d'œuf est contenu dans de petites cellules transparentes et est mélangé avec des quantités inégales d'eau : les cellules du centre sont plus riches en albumine. Le battage des œufs ou l'attaque par l'acide acétique a pour

but de briser ces cellules et de donner plus d'homogénéité à la solution.

R. L'acide chlorhydrique dissout l'albumine en produisant au contact de l'air une liqueur d'un beau bleu.

O. Le blanc d'œuf, outre l'albumine, contient de l'albuminate de soude, une forte proportion de chlorure de sodium, du phosphate de soude, etc. Voici quelques chiffres d'analyses d'albumine :

	Blanc d'œuf.		Album. du sang.
	(Mulder.)	(Dumas.)	(Mulder.)
	gr	gr	gr
Carbone	53,4	54,3	53,4
Hydrogène	7,0	7,1	7,1
Azote	15,0	15,8	15,6
Oxygène	24,6	21,0	22,6
Soufre	»	1,8	1,3

ME. Les bains d'albumine, employés comme substratum, se composent de un blanc par litre (le blanc d'œuf pèse en moyenne 33gr). Pour l'albuminage du papier positif, on fait dissoudre 10gr de chlorure de sodium dans 200cc d'eau et on ajoute 400cc d'albumine; on bat en neige, on laisse reposer douze heures et on filtre sur une éponge fine; pour assurer la conservation du papier et rendre le bain plus fluide, on ajoute 3gr d'acide citrique par litre de bain.

ALCALI VOLATIL. — Solution de gaz ammoniac (*voir* Ammoniaque).

ALCALIS. — On nomme *alcali*, du nom arabe de la potasse (*alkali*), les oxydes des métaux de la première section, bases puissantes aptes à saturer promptement les acides : les alcalis employés en Photographie sont la potasse, la soude, la lithine, la baryte, la chaux et, bien que n'appartenant pas à ce groupe, on y ajoute l'ammoniaque. Les carbonates de ces alcalis, qui cèdent facilement leur acide carbonique, sont classés comme alcalis. La baryte et la chaux peu solubles, ainsi que leurs carbonates, sont employées à l'état de sucrate, sel plus soluble (*voir* sucrates). Les divers alcalins ne peuvent se remplacer à poids égal dans une formule, mais en poids proportionnel à leur équivalent; dans la troisième Partie, on trouvera une Table à ce sujet.

La soude et son carbonate donnent dans le développement dit alcalin le meilleur résultat; la potasse est plus active, mais attaque légèrement la gélatine et provoque les décollements; la lithine donne des clichés plus foncés, mais elle est très peu soluble. L'ammoniaque a été au début très employée, mais elle est généralement abandonnée à cause de son odeur insupportable, de la difficulté de la titrer exactement et de la coloration

qu'elle donne aux clichés. Le titrage des alcalis porte le nom d'*alcalimétrie* (*voir* troisième Partie).

ALCOOL ABSOLU. — On appelle *alcool absolu* ou *anhydre* un alcool absolument privé d'eau : pour l'obtenir on met de l'alcool éthylique ordinaire dans un grand flacon avec de la chaux vive pulvérulente, obtenue en calcinant de la chaux éteinte; on laisse les corps en contact pendant vingt-quatre heures et on distille ensuite au bain-marie; si l'alcool était très dilué, une seconde opération serait nécessaire. Les dernières traces d'eau peuvent être enlevées en agitant avec de la baryte caustique; l'hydrate de baryte formé est insoluble dans l'alcool; une dernière distillation sépare l'alcool absolument pur.

ALCOOL DÉNATURÉ. — On appelle *alcool dénaturé* un alcool auquel on a mélangé des matières capables de lui donner une odeur ou un goût tels qu'il ne puisse plus servir que pour les usages industriels. En France, l'alcool dénaturé contient 25 °/₀ d'esprit de bois renfermant de 20 à 25 °/₀ d'acétone; ces alcools devant servir aux besoins seuls de l'industrie ne payent pas de droits; ils peuvent être employés en mélange avec l'alcool éthylique pour faire des collodions très tenaces, en particulier pour l'émaillage.

ALCOOL ÉTHYLIQUE. — **FE.** $C^4H^6O^2$. — **E.** 46. — **FA.** C^2H^6O. — **PM.** 46. — **D.** 0,809. — **Syn.** Esprit de vin, hydrate d'éthyle.

Sol. Très grande affinité pour l'eau, il se combine avec ce corps en s'échauffant.

P. Liquide incolore, fortement réfringent, très fluide, d'une odeur agréable, saveur caustique et brûlante, très volatil. Brûle avec une flamme peu éclairante; dissout les résines, les matières grasses, ainsi que la plupart des acides organiques et leurs sels. Coagule l'albumine et la gélatine. Bout à 78°,4. Les carbonates et sulfates sont en général insolubles dans l'alcool, tandis que les iodures, bromures et chlorures s'y dissolvent pour la plupart très bien. Forme avec les acides des éthers.

UP. Fabrication des collodions; solutions spéciales dites *alcoolats* ou *teintures;* nettoyage et dégraissage des glaces; dessiccation des clichés à la gélatine; préservatif pour l'acide pyrogallique; fabrication des vernis.

PI. Produit de la distillation du vin, mais plus généralement des matières sucrées fermentées : glucoses, pommes de terre, grains, etc. On rectifie par des distillations successives; l'industrie emploie même des appareils perfectionnés permettant de fabriquer de premier jet de l'alcool à 90°.

PL. On rectifie l'alcool en le mettant à digérer avec de la chaux ou de la baryte caustique et en distillant; on le débarrasse des huiles essentielles à l'aide de noir animal en poudre fine.

O. L'alcool contient toujours une certaine quantité d'eau; on mesure sa teneur à l'aide de l'alcoomètre Gay-Lussac. Un alcool trop hydraté donne des collodions peu tenaces.

ALCOOL MÉTHYLIQUE. — **FE.** $C^2H^4O^2$. — **E.** 32. — **FA.** CH^4O. — **PM.** 32. — **D.** 0.814. — **Syn.** Alcool ou esprit de bois, hydrate de méthyle, éther pyroligneux, méthylène.

Sol. Se mêle à l'eau, l'alcool et l'éther en toutes proportions.

P. Liquide très mobile, d'une odeur légèrement empyreumatique. Bout à 66°, brûle avec une flamme bleuâtre peu éclairante; dissout la plupart des résines, dissout aussi la potasse et la soude et brunit alors rapidement à l'air. Cette réaction très sensible, qui ne se produit pas avec l'alcool éthylique, permet de reconnaître si ce dernier est fraudé avec de l'esprit de bois. Forme avec les acides organiques des éthers.

UP. Sert à fabriquer des collodions très tenaces, des vernis; chauffage des appareils.

PI. L'alcool méthylique est un des produits de la distillation sèche du bois : on sépare, par décantation, les eaux qui ont passé des goudrons et on les distille. On recueille le premier dixième, on l'additionne de chaux, puis on distille de nouveau avec de l'acide sulfurique, enfin on rectifie deux ou trois fois sur de la chaux vive.

PL. L'esprit de bois du commerce contenant de l'acétone, des acétates de méthyle et de la xylite, pour le rectifier on le mélange avec du chlorure de calcium et on distille : les matières étrangères passent à la distillation, il reste dans la cornue une combinaison de l'alcool méthylique avec le chlorure de calcium; on traite ce résidu par l'eau, ce qui sépare l'alcool, qu'on déshydrate par une dernière distillation sur la chaux vive.

ALLYL SULFO-URÉE. — Synonyme de thiocinnamine (*voir* ce mot).

ALUMINIUM. — **FE.** et **FA.** Al. — **E.** 13,5. — **PA.** 27. — **D.** 2,56.

P. Métal d'un blanc légèrement bleuâtre, très ductile et malléable : d'une grande légèreté, égale à celle du verre : il fond vers 700°; il est inaltérable à l'air et aux émanations sulfureuses; inattaquable par les acides à froid, sauf l'acide chlorhydrique.

UP. Peu employé jusqu'à ce jour à cause de son grand prix, qui devient

peu à peu moins élevé, il est employé à faire des corps d'objectifs et des cuvettes de lavage très légères. Peut être brûlé en poudre comme le magnésium pour obtenir une lumière vive. Disques légers d'obturateurs.

PI. Il est obtenu par l'électrolyse d'un bain de chryolithe et de sodium, maintenu à la fusion : plusieurs usines traitent à l'heure actuelle les minerais de ce métal par cette voie; il est probable que le prix tendra à égaler celui du cuivre sous peu.

ALUN DE CHROME. — **FE.** KO, $SO^3 + Cr^2O^3$, $3SO^3 + 24$aq. — **E.** 499,6. — **FA.** $K^2Cr^2(SO^4)^4 + 24$aq. — **PM.** 999. — **D.** 1,84. — **Syn.** Sulfate double de chrome et de potassium, alun chromico-potassique.

Sol. 16 % d'eau froide, 50 % d'eau chaude, insoluble dans l'alcool.

P. Cristallise en octaèdres réguliers violets, rouge rubis par transparence. La solution aqueuse est d'un bleu violet sale : la chaleur, vers 60° à 80°, fait tourner la solution au vert et celle-ci n'est plus apte à cristalliser. Chauffés à 200° les cristaux violets perdent toute leur eau de cristallisation, passent au sel vert et ne se dissolvent plus. L'alun de chrome précipite la gélatine de ses solutions et la rend insoluble dans l'eau chaude.

UP. Sert à insolubiliser les couches gélatineuses et les durcir; il est dans ce cas plus énergique que l'alun de potasse. Il est aussi employé dans les procédés de tirages mécaniques à cause de sa propriété d'insolubiliser la gélatine, tout en lui permettant d'être perméable à l'eau.

PL. Dissoudre 15 parties de bichromate de potasse dans 80 parties d'eau chaude; ajouter 25 parties d'acide sulfurique, laisser refroidir, puis verser peu à peu 6 parties d'alcool. Laisser reposer; au bout de 24 heures, on recueille 15 parties d'alun de chrome cristallisé violet. Si dans la réaction la température s'est élevée la solution sera verte et ne pourra cristalliser que si l'on y ajoute un petit cristal violet.

PI. L'alun de chrome est un produit secondaire de l'industrie. On peut encore préparer l'alun de chrome en mêlant 3 parties d'une solution saturée de bichromate de potasse avec 1 partie d'acide sulfurique concentré. On fait passer dans ce mélange un courant d'acide sulfureux.

R. L'alun de chrome du commerce contient d'ordinaire de l'acide sulfurique en excès; on l'élimine en lavant à l'alcool le sel réduit en poudre : cette opération est très utile lorsqu'on doit employer cet alun dans les préparations sensibles gélatinées.

ALUN DE POTASSE. — **FE.** KO, $SO^3 + Al^2O^3$, $3SO^3 + 24$aq. — **E.** 474,4. — **FA.** $K^2Al^2(SO^4)^4 + 24$aq. — **PM.** 959. — **D.** 1,73. — **Syn.** Alun potassique, A. de Roche, A. de Rome, sulfate double d'alumine et de potasse.

Sol. 9,5 % d'eau froide, 358 % d'eau bouillante; insoluble dans l'alcool et l'éther, 40 % dans la glycérine.

P. Saveur sucrée et astringente; cristallise en octaèdres réguliers, incolore, inodore : l'alun de Rome, le plus pur, cristallise en cubes. Il fond à 92° dans son eau de cristallisation; chauffé davantage, il perd toute son eau et au rouge se boursoufle et donne l'alun calciné, masse blanche, amorphe, très caustique; l'alun a perdu alors 45,5 % de son poids. Les solutions d'alun ont une réaction très acide.

UP. Sert à durcir et insolubiliser la gélatine.

PI. Se fabrique industriellement soit par la calcination de l'alunite, soit par la calcination des schistes, suivis de lavages et de cristallisation.

EN. Se trouve à l'état naturel dans les solfatares de Naples, de Toscane et de Sicile; on l'extrait des terres alunées par simple lessivage. Autrefois il était produit en grande quantité à Edesse, ancienne Rocca, d'où son nom d'alun de Roche.

R. Ne doit donner aucune réaction colorée avec le ferrocyanure et le ferricyanure.

O. Le meilleur alun est celui dit de Rome, car il ne contient aucune trace de fer; on purifie l'alun contenant du fer en le dissolvant à 40° dans un minimum d'eau, on ajoute un peu d'ammoniaque qui précipite le fer en brun rouille, on filtre et on fait cristalliser.

AMBRE. — **FA.** $C^{10}H^{16}O$. — **PM.** 152. — **D.** 1,065. — **Syn.** Succin, ambre jaune.

Sol. Insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, le chloroforme, la benzine.

P. Corps transparent, d'un jaune clair, dur, cassant, inodore, insipide, acquiert, par le frottement, de l'électricité résineuse. Fond à 287° et brûle avec une belle flamme éclairante et fuligineuse. Par distillation, donne de l'acide succinique et une huile composée de plusieurs hydrocarbures qui, additionnée d'acide nitrique, donne un précipité résineux à odeur spéciale, le musc artificiel.

UP. Employé pour faire des vernis à froid, il est dissous, en ce cas, dans du chloroforme ou de la benzine.

PL. L'ambre pour les usages photographiques doit être purifié en le faisant bouillir pendant une heure dans de l'eau fortement salée, puis bien lavé et chauffé en vase clos à 150°, enfin pulvérisé très finement.

EN. L'ambre est une résine fossile fournie par le *Pinites succinifer;* il contient 3 à 8 % d'acide succinique. On le recueille principalement sur les bords de la mer Baltique; on en trouve encore dans les terrains de lignite.

ME. Le vernis à l'ambre se fait de la façon suivante : on fond l'ambre dans une marmite de fer et on laisse refroidir ; on dissout 1gr d'ambre fondu dans 10cc de benzine.

AMIDON. — **FE.** $C^{12}H^{20}O^{10}$. — **E.** 162. — **FA.** $C^6H^{10}O^5$. — **PM.** 162. — **D.** 1,50. — **Syn.** Matière amylacée.

Sol. Insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther.

P. Poudre blanche, sans saveur ni odeur ; inaltérable à l'air lorsqu'il est bien sec, l'amidon se gonfle dans une eau chauffée de 75° à 100° et forme une masse gélatineuse qu'on nomme *empois ;* chauffé à 100°, l'amidon sec se transforme en dextrine (*voir* ce mot). Chauffé avec de l'acide sulfurique dilué, l'amidon passe à l'état de glucose ; la colle d'amidon bichromatée devient insoluble à la lumière et peut par suite servir à la réparation des cuvettes.

UP. Encollage des épreuves ; mélangé avec l'iode, l'empois d'amidon est un excellent réactif de l'hyposulfite (celui-ci ayant la propriété de blanchir cet empois bleu) ; l'empois d'amidon a été employé pour faire une couche sensible sur verre (Niepce de Saint-Victor).

PL. et **PI.** On fait avec de la farine une pâte que l'on malaxe sous un filet d'eau continu. L'amidon se sépare en rendant l'eau laiteuse, et la pâte visqueuse, qui reste dans les mains, est du gluten. Par repos l'amidon se dépose, on décante l'eau et on sèche ; la masse se fendille alors en sortes de prismes irréguliers ; c'est sous cette forme qu'on le trouve dans le commerce.

R. Se colore en bleu au contact de l'iode.

O. La matière amylacée des céréales porte le nom d'*amidon,* celle des pommes de terre *fécule.*

ME. Pour faire la colle d'amidon, il est préférable de faire une pâte semi liquide avec un peu d'eau froide, puis de verser celle-ci dans de l'eau bouillante en remuant toujours ; l'empois est prêt lorsqu'il est devenu translucide.

AMMONIAC (*Sel*). — Nom commercial du chlorhydrate d'ammoniaque. (*Voir* ce mot.)

AMMONIACAUX (*Caractères des sels*). — **CG.** Les sels ammoniacaux sont isomorphes avec ceux de potassium. Ils ont une saveur fraîche, salée, avec arrière-goût amer ; leur odeur est généralement nulle, si ce n'est les carbonates qui dégagent de l'ammoniaque ; ils sont en général très solubles dans l'eau. La chaleur les décompose en produits azotés. Ils s'unissent faci-

lement aux autres sels pour former des sels doubles; ils ne sont précipités ni par l'hydrogène sulfuré, ni par les sulfures alcalins.

R. Les principales réactions propres à les faire reconnaître sont :

1° *Acide tartrique,* donne dans les solutions concentrées un précipité blanc cristallin; on active la formation du précipité en ajoutant quelques gouttes d'acétate de soude et en agitant; avec les solutions étendues, il ne se produit pas de précipité.

2° Le *chlorure de platine,* donne dans les solutions concentrées un précipité jaune; on active la formation du précipité en ajoutant un peu d'alcool.

3° En faisant bouillir une solution de sel ammoniacal avec de la soude caustique, l'ammoniaque se dégage et sa présence est aussitôt indiquée par son odeur caractéristique.

Pr. Les sels ammoniacaux se préparent facilement en faisant passer un courant de gaz ammoniac dans une solution de l'acide voulu.

AMMONIAQUE. — **F.** AzH^3. — **E.** 17. — **PM.** 17. — **D.** du gaz 0,596. — **Syn.** Alcali volatil.

Sol. Très soluble dans l'eau, mais en proportion décroissante avec la température. L'eau à 0° en dissout 1049 fois son volume; à 15°, 785 fois son volume; à 70° la solution perd tout son gaz.

P. Gaz incolore, odeur vive et piquante, saveur âcre; en solution est incolore : cette solution a une densité moyenne de 0,92 à l'aréomètre Baumé, et contient alors 20 % de gaz ammoniac. Elle est très alcaline et dissout le chlorure d'argent et l'oxyde de cuivre : c'est un caustique énergique et un poison violent par suite de son action sur les muqueuses. La solution s'appauvrit rapidement à l'air et se charge de carbonate d'ammoniaque; elle doit être conservée en flacon bouché à l'émeri, sinon le liège attaqué par l'ammoniaque ne tarde pas à la colorer en jaune brun.

UP. Ne s'emploie qu'en solution; alcali pour développement; nettoyage des glaces; neutralisation des bains acides; dissolvant pour certains vernis à la gomme laque; sert à hâter le mûrissement de certaines émulsions à la gélatine; proposé comme agent fixateur par suite de sa propriété de dissoudre le chlorure d'argent. Renforcement avec le bichlorure de mercure.

PL. Faire un mélange intime d'une partie de sel ammoniac en poudre fine avec deux parties de chaux vive : introduire le tout dans une cornue et chauffer; le gaz se recueille dans l'eau.

R. L'ammoniaque se reconnaît : 1° à son odeur typique; 2° elle bleuit le papier de tournesol rouge; 3° donne un précipité blanc dans les solutions de bichlorure de mercure; 4° émet des fumées blanches (chlorhydrate d'AzH^3) en présence de l'acide chlorhydrique.

O. La connaissance de la densité des solutions d'ammoniaque peut servir à établir la teneur en gaz ammoniac : le tableau suivant donne le pour cent de gaz dans une solution de densité connue.

Pour 100.	Densité. gr	Pour 100.	Densité. gr
1	0,995	20	0,925
5	0,979	25	0,910
10	0,959	30	0,897
15	0,941	35	0,886

AMYLACÉE (*Matière*). — **FE.** $C^{36}H^{30}O^{30}$. — **FA.** $C^{18}H^{30}O^{15}$. — **E.** 486. — **PM.** 148. — **Syn.** Fécule.

P. La matière amylacée est une poudre blanche composée de grains ovoïdes irréguliers : elle remplit les cellules des divers végétaux et est surtout abondante dans les céréales, les tubercules, les marrons, etc. La grosseur des grains varie suivant la plante qui les a fournis : ceux de la fécule de pomme de terre atteignent jusqu'à $0^{mm},185$ de diamètre, ceux de l'amidon du blé n'ont plus que $0^{mm},05$, ceux du millet, plus petits encore, ont $0^{mm},002$. Cette différence de grosseur permet de déterminer au microscope la provenance des diverses farines. La matière amylacée forme, avec l'eau chaude, une sorte de masse glutineuse, appelée *empois*. L'empois d'amidon prend avec l'iode une teinture bleue détruite par les acides et les corps réducteurs, ce qui en fait un excellent réactif. L'empois des diverses matières amylacées, sec et sensibilisé avec le bichromate de potasse, devient insoluble à la lumière : c'est là le principe de nombreux procédés photographiques, entre autres celui d'Artigue. Les matières amylacées soumises à l'action des acides étendus se transforment en *dextrine;* l'acide nitrique à froid les convertit en *xyloïdine*, corps explosif; à chaud, il les réduit en acide oxalique.

UP. Colle pour les épreuves sur papier; procédés au charbon : réactif.

ANILINE. — **FE.** $C^{12}H^4$, AzH^3. — **E.** 93. — **FA.** $C^6H^5Az^2H^2$ ou C^6H^7Az. — **PM.** 93.04. — **D.** 1,036. — **Syn.** Phénylamine, Kyanol, Benzidam.

Sol. 3 °/₀ d'eau froide; très soluble dans l'alcool, l'éther et la benzine.

P. Liquide incolore lorsqu'il est pur, souvent coloré en jaune par des impuretés; odeur caractéristique, saveur âcre et brûlante. Bout à 182°. C'est un poison énergique; la coloration violette que prennent les gencives et les lèvres des personnes intoxiquées est un indice infaillible. L'aniline brunit au contact de l'air.

UP. N'est employée jusqu'ici qu'à la préparation des matières colorantes.

PI. Se prépare dans l'industrie en réduisant la nitrobenzine. On fait

réagir ensemble 10^{kg} d'acide acétique, étendu de six fois son volume d'eau, sur 180^{kg} de fonte pulvérisée et 150^{kg} de nitrobenzine; pendant que la réaction s'opère, on brasse le mélange, puis on distille. On rectifie ensuite par plusieurs distillations successives.

On l'extrayait autrefois de l'indigo (d'où son nom dérivé du portugais *anil,* qui désignait l'indigo); il s'extrait à l'heure actuelle des goudrons de houille.

R. Une bonne aniline doit être parfaitement soluble dans l'acide chlorhydrique ou l'acide sulfurique étendu et la solution ne doit pas être colorée.

ANTIMOINE. — **FE.** et **FA.** Sb. — **E.** et **PA.** 120. — **D.** 6,71.

P. Métal d'un blanc d'argent, très cassant; fond à 450°, brûle au rouge vif avec une vive lumière. Inoxydable à l'air, il se dissout à chaud dans l'acide sulfurique et l'acide chlorhydrique; l'acide azotique en l'oxydant le convertit en acide antimonique (SbO^5); l'eau régale le transforme en chlorure d'antimoine.

UP. L'antimoine en poudre mélangé au magnésium sert à obtenir une belle lumière propre à donner des clichés dans les lieux obscurs.

PI. Se trouve dans la nature à l'état natif. Le principal minerai est la *stibine,* sulfure d'antimoine mélangé de quartz; le minerai grillé est mêlé avec du carbonate de soude et du charbon et calciné au creuset; on trouve au fond un culot d'antimoine, qu'on purifie par fusion avec du salpêtre et du carbonate de soude.

ARCANSON. — Résidu de la distillation de la térébenthine (*voir* colophane). Un mélange de deux parties d'arcanson, une de cire et un peu de noir de fumée constitue un excellent lut pour les cuvettes de carton durci, fendues ou écaillées.

ARGENT. — **F.** Ag. — **E.** et **PA.** 107,93. — **D.** 10,47.

P. Métal d'un beau blanc, très ductile et très malléable, fond à 1000°, se volatilise un peu au-dessus en vapeurs verdâtres; il est inaltérable dans l'eau et l'air sec, se combine directement avec le chlore, le brome, l'iode, le soufre et l'arsenic. Les chlorures attaquent l'argent, les acides même étendus le dissolvent, l'acide sulfhydrique le noircit.

UP. Préparation des sels sensibles; sous forme de plaqué constituait la couche sensible du procédé de daguerréotype.

EN. L'argent se trouve à l'état natif dans les mines de Konsberg et au Lac Supérieur. Les minerais du Mexique ou du Chili sont des chlorures; les

plombs argentifères, les sulfures et les arséniates d'argent produisent la plus grande partie du métal mis en circulation.

R. Dissoudre dans l'acide azotique et essayer d'après les réactifs indiqués ci-dessous.

O. Le Tableau suivant donne l'équivalence des principaux sels d'argent.

Argent.	Nitrate.	Chlorure.	Bromure.	Iodure.
gr	gr	gr	gr	gr
1	1,574	1,328	1,741	2,176
0,6353	1	0,844	1,106	1,382
0,7523	1,184	1	1,310	1,638
0,5744	0,904	0,763	1	1,250
0,4595	0,723	0,610	0,800	1

Usages de la Table. — Il ressort de ce Tableau que 1^{gr} de chlorure d'argent contient $0^{gr},7523$ de métal pur, inversement 1^{gr} d'argent combiné avec le brome donnera $1^{gr},741$ de bromure d'argent. D'un autre côté, si l'on doit remplacer n^{gr} de chlorure d'argent par une quantité équivalente d'iodure, on n'aura qu'à multiplier les n^{gr} par 1,638, etc.

ARGENT (*Caractères des sels d'argent*). — **CG.** Les sels d'argent solubles sont incolores, vénéneux, d'une saveur métallique très marquée : ils noircissent à la lumière, surtout en présence des matières organiques et sont facilement réduits par la plupart des métaux, les acides formiques et phosphoreux, les sels de protoxyde de fer, etc.; ce sont ces caractères qui sont la base des divers développements. Certaines substances organiques, en particulier les huiles essentielles, le tartrate d'ammoniaque, déposent l'argent en une couche miroitante, c'est là le principe de l'argenture des miroirs.

R. Les principales réactions destinées à les faire reconnaître sont :

1° Avec l'*acide chlorhydrique* et les *chlorures*, les sels d'argent donnent un précipité floconneux, blanc, soluble dans l'ammoniaque.

2° Avec l'*hydrogène sulfuré*, précipité noir.

3° Avec le *chromate de potasse*, précipité rouge brique.

4° Avec la *soude* et l'*ammoniaque*, précipité brun, soluble dans un excès de réactif.

5° Avec le *phosphate de soude*, précipité jaune, soluble dans l'ammoniaque.

6° Avec l'*iodure de potassium*, précipité jaune, insoluble dans l'ammoniaque.

ARGENT (*Titrage des bains d'*). — Liqueur de chlorure de sodium. On emploie du sel gemme incolore ou du chlorure de sodium très pur; la liqueur normale comprend 1^{lit} d'eau distillée et $58^{gr},5$ de ce sel. Par le calcul

on trouve que chaque centimètre cube de solution correspond aux quantités suivantes :

	gr
Chlorure de sodium	0,0585
Azotate d'argent	0,17
Argent pur	0,108

On verse dans une burette 10cc de la solution normale et deux gouttes d'une solution de chromate neutre de potassium à 0,5 %. On met le bain dans une pipette graduée et l'on verse goutte à goutte dans la solution normale, jusqu'à formation d'un précipité permanent rouge sang. Le volume de solution normale est de 10, la quantité de nitrate d'argent équivalente est 1,7; soit n le nombre employé de centimètres cubes du bain, $\frac{1,7 \times 100}{n}$ représentera le % de nitrate d'argent contenu dans le bain.

ARGENT CORNÉ. — Nom donné par les alchimistes au chlorure d'argent fondu. (*Voir* ce mot.)

ARROW-ROOT. — **FE.** $C^{36}H^{30}O^{30}$. — **E.** 486. — **FA.** $C^6H^{10}O^5$. — **PM.** 162. — **D.** 1,52.

Sol. Insoluble dans l'eau froide, se gonfle dans l'eau chaude et forme un mucilage gommeux.

P. Poudre blanche, inodore et sans saveur, ayant au microscope l'apparence de fécule de pomme de terre; a les mêmes propriétés générales que l'amidon. (*Voir* ce mot.)

UP. Sert à l'encollage des papiers; préparation des papiers albuminés.

EN. C'est une sorte de fécule qui vient de l'Inde et des îles de l'archipel du Sud; elle est fournie par les racines de plusieurs espèces végétales (manioc, *maranta arundinacea*).

ME. L'encollage à l'arrow-root se fait avec 1gr de cette substance cuite dans 80cc d'eau; on ajoute ensuite 20cc d'alcool, qui l'aide à pénétrer dans les pores du papier. Parmi les diverses formules d'encollage des papiers nous citerons la suivante, due à Monckhoven :

	gr
Arrow-root	20
Citrate de soude	20
Chlorure de sodium	20
Eau	1000cc

Voir aussi à l'article chlorure de baryum.

ASPIC (*Huile d'*). — *Voir* huile de lavande.

Au. — Symbole de l'or, vient du nom latin du métal, *aurum*. (*Voir* le mot Or).

AURINE. — **FE.** $C^{40}H^{14}O^{6}$. — **E.** 302. — **FA.** $C^{19}H^{14}O^{3}$. — **PM.** 290. — **Syn.** Coralline jaune, acide rosolique.

Sol. Insoluble dans l'eau, très soluble dans l'alcool, l'éther, l'acide acétique concentré, les alcalis et les carbonates alcalins.

P. Masse amorphe, vitreuse, de couleur rougeâtre à reflets verts ; colore l'alcool en jaune doré.

UP. Mêlé au collodion, forme un liquide non actinique et a été employé en cet état pour recouvrir le dos des plaques sèches afin d'éviter le halo ou pour atténuer la dureté du cliché au tirage. Écrans pour procédé orthochromatique.

PI. L'aurine est préparée industriellement de nombreuses manières, qui consistent en général à traiter le phénol par un mélange d'acides sulfurique et oxalique; voici une des réactions employées : on fait chauffer 2 parties d'acide oxalique sec avec 3 parties d'acide phénique et 2 d'acide sulfurique, on maintient le mélange entre 140° et 150° pendant cinq ou six heures, jusqu'à ce que toute la masse ait pris une teinte rouge brun foncé. On arrête lorsqu'il ne se dégage plus de gaz et que la masse tend à se boursoufler, on verse celle-ci dans de l'eau bouillante, pour la débarrasser du phénol en excès, on laisse refroidir, on décante l'eau qui surnage et on lave la masse à plusieurs reprises. Le dépôt résineux s'épaissit et lorsqu'il est sec, on le réduit en poudre.

Az. — Symbole de l'azote. — **E.** 14. — **PA.** 14.

AZALINE. — **Sol.** Presque insoluble dans l'eau, très soluble dans l'alcool.

P. Matière colorante jaune.

UP. Procédés orthochromatiques : sensibilisation pour le jaune et le rouge.

P. C'est un mélange de quinoléine et de cyanine, se prépare en mêlant 10 parties de quinoléine avec 1 partie de cyanine bleue, dans mille parties d'alcool : cette solution est fortement colorée en carmin avec fluorescence d'un brun rouge; l'acide chlorhydrique lui donne une coloration orangée et l'ammoniaque ramène au ton primitif.

ME. Vogel a donné la formule suivante pour rendre les plaques orthochromatiques :

Solution d'azaline à 1 pour 500	4^cc
Ammoniaque	1
Alcool	30
Eau	70

Les plaques sont trempées pendant une minute dans ce bain, égouttées et séchées.

AZOTATES (*Caractères des*). — **CG.** Les azotates sont généralement solubles dans l'eau, leur solution est neutre et leur saveur fraîche et salée; ils sont décomposés pour la plupart par la chaleur et fusent sur des charbons ardents; chauffés avec des corps oxydables, ils explosent : c'est là le principe général des poudres. Traités par l'acide chlorhydrique, ils donnent de l'eau régale capable de dissoudre l'or, en formant des sels doubles. Avec l'acide sulfurique ils abandonnent leur acide de constitution qui, à l'état naissant, est apte à nitrifier les celluloses : c'est là le principe de la fabrication des cotons poudres et produits pyroxylés similaires.

Le caractère typique des azotates est de donner de l'ammoniaque lorsqu'on les traite par l'amalgame de sodium renfermant du zinc.

R. Les réactions principales qui servent à identifier les azotates sont les suivantes :

1° Si l'on broie du sulfate ferreux en cristal avec un peu d'acide sulfurique concentré et qu'on ajoute une goutte de la solution d'un azotate, il se produit une coloration rose ou pourpre (caractère commun avec les azotites);

2° Si, à une dissolution concentrée d'azotate, on ajoute de la tournure de cuivre et de l'acide sulfurique, il se dégage des fumées rougeâtres de peroxyde d'azote (acide hypoazotique);

3° Si à une solution de sulfate d'indigo, acidulée par l'acide sulfurique, on ajoute un azotate, la liqueur se décolore par la chaleur.

P. La préparation des azotates se fait simplement en attaquant par l'acide azotique le métal, ses oxydes ou son carbonate.

O. Les azotates ont pour formule générale $M(AzO^3)^n$; la valeur de n diffère suivant que le métal est mono, bi ou triatomique.

AZOTATE D'AMMONIAQUE. — **FE.** AzH^4O, AzO^5. — **E.** 56. **FA.** AzH^4AzO^3. — **PA.** 80. — **D.** 1.74. — **Syn.** Nitrate d'ammoniaque, nitrum flammans.

Sol. 200 % d'eau froide, très soluble dans l'eau chaude; 43 % dans l'alcool froid, 88 % alcool bouillant.

P. Cristaux incolores, déliquescents, prismes à six pans, flexibles; saveur piquante et fraîche; se dissout dans l'eau en produisant un notable abaissement de température; fond à 150°, se décompose à 250° en donnant du protoxyde d'azote; fuse avec vivacité sur des charbons ardents. C'est un oxydant énergique.

UP. Sert en particulier à abaisser la température des bains de développement et empêcher par suite les décollements; bain de sensibilisation du papier albuminé.

PL. Se prépare en saturant l'acide azotique par le gaz ammoniac, puis la liqueur est concentrée et on laisse cristalliser.

O. L'azotate d'ammoniaque se forme dans tous les bains où l'azotate d'argent est mis en présence d'un sel ammoniacal. C'est un retardateur pour le bain de développement au pyrogallol.

AZOTATE D'ARGENT. — **FE.** AgO, AzO^5. — **E.** 170. — **FA.** $AgAzO^3$. — **PM.** 169,7. — **D.** 4,35. — **Syn.** Nitrate d'argent, pierre infernale.

Sol. 100 °/₀ dans l'eau froide, 200 °/₀ dans l'eau chaude; 15 °/₀ dans l'alcool froid, 25 °/₀ dans l'alcool bouillant; soluble dans l'éther et la glycérine.

P. Cristallise en lames carrées, incolores, inaltérables à l'air, anhydres; la lumière n'a pas d'action sur ces cristaux, mais ils noircissent en présence des matières organiques. L'azotate d'argent fondu constitue la pierre infernale; il se présente alors sous la forme de masses cristallines blanches ou grisâtres; il est surtout employé en Photographie lorsqu'on recherche des bains neutres. Ce sel est très soluble dans l'ammoniaque, le cyanure de potassium et l'hyposulfite de soude. Il se décompose en présence des matières organiques; le linge et la peau, tachés d'azotate d'argent, noircissent rapidement en présence de la lumière; le plomb, l'étain, le zinc, le cuivre déplacent l'argent qui se précipite en poudre noire. L'azotate d'argent est vénéneux; le contre-poison est le sel marin.

UP. Sensibilisation du collodion, procédé humide : préparation des papiers sensibles positifs; préparation des bromures, iodures et chlorures d'argent dans les émulsions; bains de renforcement.

PL. Mettre dans une capsule de l'argent fondu ou des débris d'orfèvrerie (la loi défend de traiter les monnaies) avec deux fois son poids d'acide azotique pur et la même quantité d'eau. Chauffer doucement; il se produit d'abord d'abondantes fumées rouges, on continue à chauffer jusqu'à ce que tout l'argent soit dissous, en ajoutant au besoin un peu d'acide. Pousser le feu jusqu'à complète évaporation, et de manière à détruire enfin l'azotate

de cuivre. Lorsque toute la matière s'est changée en une sorte de magma noir, sans traces de matières vertes (sels de cuivre), on retire du feu et on laisse refroidir; on a alors un mélange d'azotate d'argent fondu et de cuivre. On dissout cet azotate impur dans son poids d'eau distillée tiède et l'on filtre. La liqueur doit passer incolore; si elle a une teinte bleuâtre, c'est que tout le sel de cuivre n'a pas été réduit, on ajoute peu à peu de l'oxyde d'argent jusqu'à parfaite décoloration, ou l'on reprend l'opération précédente. On concentre la liqueur à moitié, on ajoute deux ou trois gouttes d'acide azotique et on laisse cristalliser; l'eau mère évaporée donne du nitrate fondu.

R. Avec le chlorure de sodium donne un précipité blanc, qui noircit à la lumière. Le précipité, insoluble dans les acides, est soluble dans l'ammoniaque.

O. L'azotate d'argent fondu est souvent falsifié avec de l'azotate de potasse et présente alors une cassure à petits grains.

Pour le titrage des bains *voir* ce mot; pour le traitement des résidus *voir* ce mot et la troisième Partie.

AZOTATE DE BARYTE. — **FE.** BaO, AzO^5. — **E.** 130,5. — **FA.** $Ba(AzO^3)^2$. — **PM.** 261. — **D.** 3,2. — **Syn.** Nitrate de baryte ou de baryum.

Sol. 8 % dans l'eau froide, 35 % dans l'eau bouillante; insoluble dans l'alcool.

P. Cristallise en prismes octaédriques, incolores, inaltérables à l'air, saveur désagréable, amère et salée. Ce sel est vénéneux, se décompose au rouge en oxygène et acide hypoazotique, laissant un résidu de baryte anhydre.

UP. Sert à préparer le nitrate ferreux, employé pour les développements au collodion humide. L'addition d'un peu d'azotate de baryte dans le bain d'argent (collodion humide) empêche la formation des piqûres; est recommandé pour le développement des ferrotypes.

PL. S'obtient en attaquant par de l'acide azotique étendu d'eau le sulfure ou le carbonate natif. Si l'acide n'est pas très étendu d'eau, le nitrate formé, étant insoluble dans l'acide nitrique, cristallise sur le sel natif et empêche la réaction de continuer.

R. En présence d'un sulfate ou d'une dissolution étendue d'acide sulfurique donne un précipité blanc.

O. Est, par suite de la réaction précédente, très employé comme réactif de l'acide sulfurique libre ou combiné sous forme de sulfate.

ME. Voici la formule recommandée pour les ferrotypes :

Azotate de baryte	55gr
Sulfate ferreux	82gr
Acide nitrique	60cc
Alcool	60cc
Eau	1000cc

Il y a précipitation de sulfate de baryte et formation d'azotate ferreux : on filtre pour l'usage.

AZOTATE DE CHAUX. — **FE.** $CaO, AzO^5 + 4aq$. — **E.** 118. — **FA.** $Ca(AzO^3)^2$. — **PM.** 164. — **D.** 2,47.

Sol. 94 % dans l'eau froide; 300 % dans l'eau bouillante; soluble dans l'alcool et l'éther.

P. Cristaux prismatiques hexagonaux; blancs, inodores, saveur salée. Décomposé par la chaleur en chaux et oxyde d'azote; constitue la majeure partie des efflorescences salpêtrées des murs.

UP. Sensibilisation des papiers albuminés.

P. S'obtient en attaquant le carbonate de chaux par l'acide azotique.

AZOTATE DE CUIVRE. — **FE.** $CuO, AzO^5 + 4aq$. — **E.** 129,75. — **FA.** $Cu(AzO^3)^2 + 6aq$. — **PM.** 295. — **D.** 2,05. — **Syn.** Azotate de deutoxyde de cuivre. Nitrate de cuivre.

Sol. Très soluble dans l'eau et l'alcool.

P. Cristaux bleu foncé; saveur métallique; décomposé par la chaleur, sel vénéneux.

UP. Sensibilisation du papier albuminé.

P. S'obtient en dissolvant le métal ou le carbonate dans l'acide azotique.

ME. Le bain de sensibilisation au cuivre est ainsi formulé :

Azotate de cuivre	1gr
Azotate d'argent	5gr
Eau	100cc

Le papier reste très blanc et le bain ne se colore que difficilement.

AZOTATE FERREUX. — **FE.** $FeO, AzO^5 + 7aq$. — **E.** 153. — **FA.** $Fe(AzO^3)^2$. — **PM.** 288. — **Syn.** Nitrate ferreux.

Sol. 50 % dans l'eau froide; soluble dans l'alcool dilué.

P. Cristaux déliquescents d'un brun verdâtre, sel peu stable, surtout lorsqu'il est acide; se conserve mal en cristaux secs, prend rapidement une

teinte rouge et se transforme en azotate ferrique. Sa dissolution bouillante se change en azotate ferrique.

UP. Employé dans la production des positives sur collodion dites *ferrotypes :* est préférable dans ce cas au sulfate ferreux parce qu'il donne un précipité d'argent plus blanc. (*Voir* azotate de baryte.)

PL. On le prépare soit par double décomposition entre l'azotate de baryum et le sulfate ferreux (36^{gr} du premier précipité par 19^{gr} du second donnent 26^{gr} de sulfate ferreux). On l'obtient encore en dissolvant le protosulfure de fer dans l'acide azotique étendu et froid.

R. Souvent falsifié avec de l'azotate ferrique facilement reconnaissable à la couleur rouge intense que prend sa solution avec le sulfocyanure de potassium.

AZOTATE DE MAGNÉSIE. — **FE.** $MgO, AzO^5 + 6aq.$ — **E.** 128. — **FA.** $Mg(AzO^3)^2$. — **PM.** 256.

Sol. 200 % dans l'eau froide; 11 % dans l'alcool étendu, insoluble dans l'alcool absolu.

P. Cristallise en prismes rhomboïdaux, difficiles à conserver à cause de la grande déliquescence de ce corps. Il renferme en général 7 équivalents d'eau. Fusibles à 90°, les cristaux perdent toute leur eau vers 350° et ne se redissolvent plus entièrement dans l'eau.

UP. Est employé pour augmenter la conservation des papiers sensibilisés.

PL. Se prépare en attaquant le carbonate de magnésie par l'acide azotique.

EN. Se trouve dans les eaux mères des salpêtres bruts.

ME. Monckhoven a recommandé de mettre 12 % d'azotate de magnésie dans le bain de sensibilisation : la durée de conservation est prolongée, mais le papier devenu très hygrométrique doit être conservé au sec.

AZOTATE DE PLOMB. — **FE.** PbO, AzO^5. — **E.** 166. — **FA.** $Pb(AzO^3)^2$. — **PM.** 331,1. — **D.** 4,41. — **Syn.** Nitrate de plomb.

Sol. 50 % dans l'eau froide, 140 % dans l'eau bouillante; insoluble dans l'alcool.

P. Cristallise en octaèdres réguliers anhydres, opaques, blancs et durs; goût douceâtre et sucré. Inaltérable à l'air. Décrépite sur des charbons ardents; à la chaleur se décompose en peroxyde d'azote et oxyde de plomb. Grâce à son oxygène, active les combustions de l'amadou et des corps similaires.

UP. Renforcement des clichés au collodion; mélangé au ferrocyanide de potassium, a été proposé pour le renforcement des gélatinochlorures. Employé comme accélérateur dans les bains de virage de l'aristotype. Avec l'acide gallique forme un bon révélateur du collodion humide.

PL. Se prépare en dissolvant la litharge ou la céruse dans l'acide azotique bouillant; dans cette réaction le sel de plomb doit être en excès; on filtre, on concentre et on laisse cristalliser.

O. Les bains de virage contenant de l'azotate de plomb doivent être conservés en flacons bleus, car la présence du sel de plomb les rend sensibles à la lumière (Liesegang).

ME. Voici une des formules données pour le virage de l'aristotype (formule Cronemberg); c'est un bain combiné, fixant et virant à la fois.

I. Eau	1000^{cc}
Hyposulfite de soude	300^{gr}
Sulfocyanure d'ammonium	30^{gr}
Azotate de plomb pulvérisé	10^{gr}
Alcool	10^{gr}
II. Eau	100^{cc}
Chlorure d'or brun	$0^{gr},5$

On verse la solution d'or dans la première et on laisse reposer vingt-quatre heures; cette quantité est suffisante pour 1000 épreuves 9×12, si l'on a soin de n'ajouter le chlorure d'or qu'au fur et à mesure du besoin.

AZOTATE DE POTASSE. — **FE.** KO, AzO^5. — **E.** 101. — **FA.** $KAzO^3$. — **PM.** 101. — **D.** 2,09. — **Syn.** Nitrate de potasse, salpêtre, sel de nitre.

Sol. 30 % dans l'eau froide, 335 % dans l'eau chaude; insoluble dans l'alcool froid; 2 % dans l'alcool bouillant.

P. Sel blanc, cristallisé en longues aiguilles prismatiques anhydres, inaltérables à l'air; saveur fraîche et piquante. Oxydant énergique, fuse sur les charbons ardents; se décompose au-dessus du rouge en oxygène et azotite de potasse; par suite de ces propriétés, employé dans nombre de poudres de guerre et de mine. Il se dissout dans l'eau en abaissant fortement la température; il fond à 350° sans altération et se solidifie en une masse blanche fibreuse, appelée autrefois *cristal minéral*.

UP. Fabrication du coton poudre; employé dans quelques révélateurs, donne du brillant à l'image; fabrication de l'acide nitrique; sensibilisation du papier, empêche la coloration du bain. Poudre éclair avec le magnésium.

PI. Il existe tout formé dans la nature et s'extrait soit des terres salpêtrées, soit des nitrières artificielles à l'aide de l'eau. Les lessives sont con-

centrées jusqu'à cristallisation; on le purifie par une suite de cristallisations successives.

R. Est souvent altéré par du chlorure de sodium, on le vérifie à l'azotate d'argent.

O. Dans le révélateur au fer, procédé du collodion humide, il donne du brillant à l'image; la dose ordinaire est égale à la moitié de celle du sulfate de fer; dans les bains de sensibilisation du papier albuminé à la dose de 5 à 10 pour 1 d'argent, il empêche le bain de brunir en oxydant la matière organique dissoute dans le bain.

AZOTATE D'URANE. — **FE.** U^2O^3, AzO^5. — **E.** 225. — **FA.** $AzO^4U + 3aq$. — **PA.** 252. — **D.** 2,80. — **Syn.** Nitrate d'urane, azotate d'uranyle.

Sol. 215 % dans l'eau froide, très soluble dans l'eau chaude; 33,3 % dans l'alcool; 25 % dans l'éther.

P. Cristaux orthorhombiques, d'un jaune serin par transparence, à reflets verdâtres; fond vers 60° dans son eau de constitution, le liquide bout à 118° et reste limpide jusqu'à ce qu'il ait perdu les deux tiers de son eau. L'azotate d'urane coagule les solutions chaudes de gélatine.

UP. Employé dans certains virages. Comme renforçateur avec le ferricyanide de potassium; préconisé pour la sensibilisation du papier.

PI. S'obtient en traitant le minerai le plus commun de l'uranium, la *pechblende,* par l'acide azotique. La pechblende contient, outre l'urane, du plomb, du fer et de l'arsenic, aussi la réaction précitée laisse un résidu noirâtre de ces corps; on évapore à sec, on reprend par l'eau bouillante, on filtre et on concentre le liquide. On purifie au besoin les cristaux par dissolution dans l'éther.

O. La lumière décompose l'azotate d'uranyle en azotate et oxyde uraneux et sous cette forme il est apte à réduire l'argent, l'or et le platine de leurs solutions, d'où un procédé de tirage. Du papier sensibilisé avec ce sel et exposé à la lumière est viré dans un bain alcalin contenant un sel de l'un des métaux ci-dessus; mélangé avec du nitrate d'argent et dissous dans du collodion, il peut servir à obtenir des épreuves, le nitrate uraneux formé par l'action de la lumière réduisant l'argent au fur et à mesure.

ME. Le nitrate d'urane dans le bain de sensibilisation du papier albuminé assure la conservation du papier. La formule donnée est

Azotate d'argent	4^{gr}
Azotate d'uranyle	6^{gr}
Eau	100^{cc}

AZOTIQUE (*Acide*). — **FE.** AzO^5. — **E.** 54. — **FA.** $AzHO^3$. — **PM.** 95. — **D.** 1,52. — **Syn.** Ac. nitrique, eau forte, eau seconde.

Sol. Se mêle en toutes proportions avec l'eau.

P. Liquide incolore répandant à l'air des fumées blanches ou jaunâtres, se colore en jaune à la lumière par suite de la formation d'acide hypoazotique; colore en jaune les matières animales (formation d'acide picrique); corrosif très énergique. Bout à 86°, se congèle à —49°, attaque la plupart des métaux et les transforme en azotates; oxydant très énergique.

UP. Fabrication des azotates, du coton poudre, de l'eau régale; acidulation du bain sensibilisateur pour le papier, décollement des plaques gélatinées, nettoyage des glaces.

PL. Se prépare en décomposant 6 parties d'azotate de potasse par 4 parties d'acide sulfurique et en chauffant. On recueille les produits de la distillation dans un flacon maintenu à basse température; la préparation industrielle est basée sur la même réaction.

R. L'acide en contact avec le fer ou le cuivre donne d'abondantes fumées rougeâtres.

O. L'acide azotique du commerce renferme 40 °/₀ d'eau, il contient souvent de l'acide chlorhydrique et sulfurique; on le purifie en ajoutant 1 ou 2 °/₀ d'azotate neutre de plomb et en distillant; on peut connaître le pourcentage d'acide dans le produit commercial en déterminant sa densité :

Densité à 15°.	Pour 100 d'acide.	Densité à 15°.	Pour 100 d'acide.
1,530	100	1,251	40
1,495	90	1,185	30
1,460	80	1,120	20
1,423	70	1,089	15
1,374	60	1,060	10
1,317	50	1,029	5

AZOTITES (*Caractères des*). — **CG.** Les azotites ou nitrites proviennent de la combinaison de l'acide azoteux avec les différentes bases, leur formule générale est $M(AzO^2)$. Tous sont solubles dans l'eau et cristallisables, sont décomposés par les acides; si le sel est en cristaux, il y a dégagement de peroxyde d'azote (fumées rouges), s'il est en solution, il y a formation d'acide azotique. L'hydrogène sulfuré les décompose avec dépôt de soufre et formation d'ammoniaque.

R. Ils donnent lieu aux réactions typiques suivantes :

1° Avec le *nitrate d'argent*, un précipité blanc soluble dans un excès d'eau.

2° Avec le *sulfate ferreux*, une coloration pourprée comme les azotates.

3° Avec l'*iodure de potassium*, une coloration rouge vineux; la réaction est plus sensible si l'on a ajouté une goutte d'acide chlorhydrique.

4° Avec l'*iodure de potassium amidonné,* si la liqueur est acide, ils donnent une belle couleur bleue intense, tandis que les azotates ne produisent rien.

5° Le *permanganate de potasse* est décoloré si la liqueur est acide; cette réaction n'a pas lieu avec les azotates.

Pr. Ils s'obtiennent en général par double décomposition, en traitant un sulfate ou un carbonate du métal voulu par l'azotite de baryum; celui-ci s'obtient en chauffant au rouge l'azotate de baryum.

B

Ba. symbole du baryum. — **E.** 68. — **PA.** 137.

BAIN D'ARGENT (*Sensibilisation du papier*). — On a proposé divers bains de sensibilisation du papier albuminé; ils sont résumés dans le Tableau ci-dessous.

	(1).	(2).	(3).	(4).	(5).	(6).
Eau	100^{cc}	100^{cc}	100^{cc}	100^{cc}	100^{cc}	100^{cc}
Azotate d'argent	6^{gr}	7^{gr}	10^{gr}	7^{gr}	2^{gr}	7^{gr}
» de soude	8^{gr}	»	»	»	»	4^{gr}
» de magnésie	»	»	»	»	6^{gr},4	»
» de chaux	1^{gr}	2^{gr}	»	»	»	»
» de potasse	»	6^{gr} à 10^{gr}	»	»	»	»
» d'ammoniaque	»	»	5^{gr}	»	6^{gr},4	»
Alcool	»	»	2^{cc}	»	»	»
Alun	»	»	»	0^{gr},4	»	»
Sucre	»	»	»	»	»	0^{gr},3
Glycérine	»	»	»	»	»	3

Ces formules sont dues : 1 et 2 Photographic News; 3 Schnidler; 4 Anthony; 5 Schnauss; 6 Bovey.

BARYTE. — **F.** BaO. — **E.** 76,5. — **PM.** 153. — **D.** 4,73. — **Syn.** Protoxyde de baryum, terre pesante; baryte caustique (quand elle est anhydre).

Sol. 4,7 % dans l'eau à 10°; 48 % dans l'eau à 60°; 0,9 % dans l'alcool bouillant.

P. Anhydre, la baryte est d'un blanc grisâtre pulvérulent, très caustique; hydratée, elle se présente sous la forme de menus cristaux prismatiques.

La solution de baryte se carbonate assez vite à l'air et se précipite sous forme de poudre blanche.

UP. Employée comme alcali dans certains développements.

P. Se prépare en calcinant du nitrate de baryte; celui-ci se boursoufle beaucoup dans cette opération; cette baryte anhydre traitée par l'eau bouillante donne par refroidissement de beaux cristaux de baryte hydratée.

BARYUM (*Caractères des sels de*). — Les sels de baryum ont comme caractère principal de colorer la flamme d'alcool ou celle du chalumeau en vert. Ces sels sont vénéneux, lorsqu'ils sont solubles.

R. Les sels solubles sont caractérisés par les réactions suivantes :

1° Avec l'*acide sulfurique,* précipité blanc.

2° Avec les *carbonates alcalins,* précipité blanc insoluble dans un excès de réactif.

3° Avec le *chromate de potasse,* précipité jaune insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide chlorhydrique.

Pr. La plupart des sels de baryum sont insolubles; ils se préparent en traitant la baryte par l'acide ou par double décomposition.

BAUME DU CANADA. — **FA.** $C^{10}H^{16}$. — **PM.** 136.

Sol. Insoluble dans l'eau, soluble en toutes proportions dans l'alcool.

P. Masse amorphe, jaune clair, consistance du miel, odeur résineuse agréable. La résine brute est formée d'une essence soluble dans l'alcool et d'une matière résineuse insoluble; le baume contient 24 % d'essence.

UP. Vernis divers; sert à rendre le papier transparent; collage des lentilles.

EN. C'est une résine obtenue, par incision, de l'*Abies balsamea* ou de l'*A. canadensis,* originaires tous deux du Canada.

ME. Sert à faire un vernis pour positives sur verre particulièrement au collodion et émulsion au collodion.

Baume du Canada	5gr
Laque jaune	160
Sandaraque	170
Alcool	1000cc

BENJOIN. — **FA.** $C^{14}H^{6}O^{4}$. — **PA.** 238.

Sol. 0,17 % dans l'eau à 0°; 5,8 % dans l'eau à 100°; très soluble dans l'alcool et l'éther.

P. Saveur douce et balsamique, qui devient ensuite irritante pour la gorge, odeur aromatique agréable; cristallise en minces aiguilles brillantes; le benjoin commun est d'une couleur rouge brun. Traité par l'acide azotique, il se transforme en acide benzoïque, fondu avec la potasse il donne une certaine proportion de pyrocatéchine.

UP. Sert à fabriquer des vernis ou à *coucher* les papiers pour certains tirages photocollographiques; il les rend imperméables et leur donne du brillant.

EN. C'est le suc solidifié d'un alibousier, le *styrax benjoin*, qu'on trouve surtout à Sumatra et dans le royaume de Siam; on en distingue deux variétés : le benjoin en larmes ou *B. amygdaloïde* qui est le plus pur, et le benjoin brut, en masses rougeâtres, qu'on désigne d'ordinaire sous le nom de *B. de Sumatra*.

Le benjoin comprend trois résines différentes réunies par une huile volatile.

ME. Le benjoin sert à former un excellent vernis pour la retouche.

Benjoin	50gr
Sandaraque	100
Alcool	1000cc
Huile de ricin	1

On fond à une douce chaleur et on filtre sur un tampon de coton.

BENZINE. — **FE.** $C^{12}H^6$. — **E.** 78. — **FA.** C^6H^6. — **PM.** 78. — **D.** 0,899. — **Syn.** Benzol, hydrure de phényle.

Sol. Insoluble dans l'eau; soluble en toutes proportions dans l'alcool et l'éther.

P. Liquide incolore et volatil, odeur très agréable quand la benzine est pure; combustible, brûle avec une flamme blanche fuligineuse, dissout l'iode, le soufre, le phosphore, le camphre, la cire, le caoutchouc et en général les corps gras; se congèle à -6°, bout à 85°; pur, cristallise à 0°.

UP. Enlèvement des taches grasses, fabrication de l'encaustique, du vernis au caoutchouc et de nombreux vernis; sert à dissoudre le bitume de Judée non insolé (procédés aux encres grasses).

PI. S'obtient industriellement dans la distillation des goudrons de houille; elle est comprise dans les huiles légères, qui passent entre 36° et 150° à la distillation; on purifie par une seconde distillation à 80° et on fait cristalliser à 0°; la benzine cristallisable seule doit être employée en Photographie.

O. La benzine mélangée d'alcool dissout très bien les vieux vernis des clichés, on emploie dans ce but deux parties de benzine et une d'alcool.

ME. La benzine est employée à faire des vernis imitant le dépoli.

Éther	100cc
Sandaraque	6gr
Mastic en lames	6
Benzine cristallisable	10cc à 15cc

Les résines sont d'abord dissoutes dans l'éther, puis on ajoute peu à peu la benzine, en essayant chaque fois le vernis sur une lame de verre; on s'arrête quand le dépoli est très fin.

BENZOÏQUE (*Acide*). — **FE.** $C^{14}H^6O^4$. — **E.** 122. — **FA.** $C^7H^6O^2$. — **PM.** 122. — **D.** 1,084. — **Syn.** Fleur ou sel de benjoin.

Sol. 0,3 °/₀ dans l'eau froide; 5,9 °/₀ dans l'eau chaude; 50 °/₀ dans l'alcool froid; 100 °/₀ dans l'alcool bouillant. Très soluble dans l'éther et dans les huiles grasses.

P. Cristallise en lames ou aiguilles nacrées, transparentes, incolores. Pur, il est sans odeur; d'une saveur chaude, acide. Fond à 121°, bout à 240° et sublime dès 145°.

UP. Bains de virages; encollage et satinage du papier.

PL. Se fabriquait autrefois en sublimant la résine benjoin; s'obtient plus pur et plus rapidement en faisant bouillir du benjoin avec de la chaux; on filtre, on concentre la liqueur et l'on précipite par l'acide chlorhydrique; au besoin, on purifie par sublimation.

PI. L'acide benzoïque du commerce est le plus souvent extrait des urines des herbivores; on fait putréfier celles-ci, on les traite par un lait de chaux et après filtration on concentré et l'on précipite par l'acide chlorhydrique. L'odeur de l'acide ainsi préparé est très désagréable : c'est ce qu'on nomme le benjoin d'Allemagne.

ME. L'acide benzoïque a été conseillé dans le bain de virage suivant, qui a l'avantage de bien se conserver :

Acide benzoïque	10gr
Carbonate de soude	5
Chlorure d'or brun	1
Eau	1000cc

BENZOL. — *Voir* benzine.

BICARBONATE DE SOUDE. — **FE.** NaO, HO, C^2O^4. — **E.** 84. — **FA.** $NaHCO^3$. — **PM.** 84. — **D.** 2,16. — **Syn.** Sel de Vichy, carbonate monosodique.

Sol. 10 % dans l'eau froide, décomposé par l'eau à 70° en carbonate et acide carbonique; insoluble dans l'alcool; 8 % dans la glycérine.

P. Cristallise en prismes droits à base rectangle, inaltérable à l'air; se présente le plus souvent sous la forme d'une poudre cristalline blanche; se transforme en sesquicarbonate sous l'influence de l'air humide, et en carbonate par la chaleur.

UP. Bains de virage; neutralisation des bains d'argent; conservation du papier sensibilisé.

P. On le prépare industriellement par la concentration d'eaux salines (Vichy et autres), ou en faisant passer un courant d'acide carbonique sur des cristaux de soude concassés en fragments un peu gros.

ME. Du papier buvard, imprégné d'une solution à 5 % de bicarbonate de soude et séché, est placé entre chaque feuille sensibilisée, le tout maintenu en presse; en cet état le papier ne jaunit que difficilement.

BICHLORURE DE MERCURE. — **FE.** HgCl. — **E.** 135,5. — **FA.** $HgCl^2$. — **PM.** 270,8. — **D.** 5,42. — **Syn.** Sublimé corrosif; chlorure mercurique.

Sol. 7 à 8 % dans l'eau froide; 54 % dans l'eau bouillante; 25 % dans l'éther et l'acide chlorhydrique; 33 % dans l'alcool froid; 90 % dans l'alcool bouillant.

P. Substance blanche, cristallisée en octaèdres rectangulaires; est très lourde. Réduite par la lumière à l'état de protosel. Saveur âcre et styptique, très désagréable. Substance des plus vénéneuses dont le contrepoison est l'albumine. Les symptômes d'empoisonnement sont : goût métallique dans la bouche, douleurs dans la gorge et l'estomac; vomissements de sang, pouls très faible. Se dissout mieux dans l'eau contenant du chlorhydrate d'ammoniaque. Fond à 265°, bout à 295°. Coagule l'albumine.

UP. Employé comme renforçateur; sert à revivifier les épreuves sur papier jaunies, ou à blanchir les positives sur verre ou ferrotypies.

PL. Chauffer 20gr de sulfate de mercure avec 20gr de sel marin et 4gr de bioxyde de manganèse. Le chlorure se sublime sur la paroi supérieure du ballon : les vapeurs étant très délétères, on doit opérer en plein air.

R. Le bichlorure de mercure décolore une solution d'iodure d'amidon; le ferrocyanure jaune donne un précipité bleu, tandis qu'avec le protosel il donne un précipité blanc gélatineux.

O. Les solutions aqueuses doivent être conservées en flacon bleu, à l'abri de la lumière, sinon il se forme un précipité de calomel (protosel) qui n'a pas d'action photographique (*voir* revivification des épreuves).

BICHLORURE DE PLATINE. — **FE.** $PtCl^2$. — **E.** 169,5. — **FA.** $PtCl^4$. — **PM.** 338,6. — **D.** 2,43. — **Syn.** Chlorure platinique, perchlorure, tétrachlorure de platine, acide chloroplatinique.

Sol. Très soluble dans l'eau et l'alcool.

P. Masse cristalline d'un rouge brun, déliquescent, à réaction acide, saveur astringente et métallique; la solution tache la peau en brun; perd son chlore par l'action de la chaleur et se transforme en mousse de platine; les matières organiques, l'hydrogène et le mercure réduisent facilement ce sel.

UP. Employé comme virage; sert à préparer les chloroplatinites (procédé platinotype).

Pr. Dissoudre le platine dans l'eau régale, évaporer à siccité et reprendre par l'eau; l'attaque du platine se fait mieux si l'on ajoute un azotite dans l'eau régale.

ME. Le virage au platine est ainsi formulé :

	gr
Bichlorure de platine	1
Chlorure de sodium	4
Bitartrate de soude	1,2
Eau distillée	200cc

On doit d'abord fondre les chlorures dans l'eau bouillante, puis on ajoute peu à peu le bitartrate en maintenant l'ébullition. Le virage concentré se conserve bien; pour l'usage on prend 1 partie de ce bain et 10 parties d'eau.

BICHROMATES. — *Voir* pour les caractères généraux l'article chromates.

BICHROMATE D'AMMONIAQUE. — **FE.** $AzH^3, HO, 2CrO^3$. — **E.** 126,6. — **FA.** $(AzH^4)^2Cr^2O^7$. — **PM.** 253. — **D.** 1,79. — **Syn.** Bichromate d'ammonium.

Sol. 9 % dans l'eau froide, 422 % dans l'eau bouillante; peu soluble dans l'alcool.

P. Se présente en poudre cristalline orange ou en gros cristaux d'un rouge grenat; inaltérable à l'air, brûle en donnant comme résidu un oxyde

de chrome vert; rend insolubles, sous l'influence de la lumière, la gélatine, l'albumine, les sucres, glucoses, miel et gommes.

UP. Procédés au charbon, photoglyptie, en général mêmes usages que le bichromate de potasse; toutefois il semble qu'il est plus sensible à la lumière que ce dernier.

PL. Saturer un volume d'acide chromique par l'ammoniaque, puis on ajoute un second volume d'acide chromique, on dessèche ensuite à la température ordinaire; en dissolvant dans l'eau bouillante et laissant refroidir lentement on obtient de gros cristaux.

O. On devra préférer ce sel, pour les usages photographiques, au bichromate de potasse; il est d'ordinaire plus pur, plus soluble, tend moins à cristalliser dans la couche sensibilisée et s'élimine plus rapidement dans les lavages.

BICHROMATE DE POTASSE. — **FE.** $KO, 2CrO^3$. — **E.** 147,6. — **FA.** $K^2Cr^2O^7$. — **PM.** 294. — **D.** 2,70. — **Syn.** Chromate rouge de potassium.

Sol. 7,4 % dans l'eau froide, 94 % dans l'eau chaude; décomposé par l'alcool.

P. Sel d'un rouge orangé en gros cristaux prismatiques, pulvérisé donne une poussière jaune orange, saveur désagréable, inaltérable à l'air; sel très vénéneux; les bains de bichromate attaquent la peau des mains et donnent lieu à des ulcérations très douloureuses qu'on traite par la vaseline. Il rend insolubles, sous l'influence de la lumière, la gélatine, l'albumine, la caséine, les gommes, sucres et glucoses : c'est là la base de nombreux procédés; pour le pulvériser on le fond à une douce chaleur et on laisse refroidir, la masse tombe spontanément en poussière.

UP. Sensibilisation du papier (procédés au charbon), base des procédés de tirages aux encres grasses, émaux photographiques, procédés aux poudres, etc. Sert à effacer l'impression lumineuse sur une plaque; procédés de renversement.

PI. Chauffer 2 parties de fer chromé pulvérisé avec 1 partie d'azotate de potasse, on reprend la masse par l'eau, on précipite la silice et l'alumine par l'acide acétique; la liqueur éclaircie donne par refroidissement de beaux cristaux.

R. Contient souvent du sulfate et du chlorure; pour l'essayer faire une solution dans l'eau à 2 %, ajouter huit fois son volume d'une solution d'acide tartrique à 2 % et laisser reposer vingt-quatre heures; décanter le liquide

surnageant et y chercher les sulfates par le nitrate de baryte et les chlorures par le nitrate d'argent.

O. Les solutions de bichromate doivent être toujours fraîches; conservées elles absorbent peu à peu du bioxyde d'azote aux dépens de l'air et déposent un précipité brun de chromate de bioxyde de chrome; une solution de bichromate de potasse arrête les rayons bleus et violets et peut par suite servir d'écran dans les procédés orthochromatiques (Lippmann).

BICHROMATE DE SOUDE. — **FE.** $NaO, 2CrO^3$. — **E.** 163,6. — **FA.** $Na^2CrO^7 + 2aq$. — **PM.** 299. — **D.** 2,20.

Sol. Très soluble dans l'eau; décomposé par l'alcool.

P. Cristallise en prismes hexagonaux d'une couleur hyacinthe; mêmes propriétés que le sel de potasse; très légèrement déliquescent.

UP. Mêmes usages que le sel de potasse, mais est souvent préféré à cause de sa plus grande solubilité.

P. Se prépare comme le bichromate de potasse.

ME. Par suite de l'équivalence des deux sels, on doit remplacer 1^{gr} de bichromate de potasse par $1^{gr},10$ de sel de soude.

BISULFITE DE POTASSE. — *Voir* métabisulfite de potasse.

BISULFITE DE SOUDE. — **FE.** $NaO, 2SO^2$. — **E.** 95. — **FA.** $NaHSO^3$. — **PM.** 104. — **D.** 2,6. — **Syn.** Sulfite acide de sodium, métabisulfite.

Sol. Très soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool.

P. Cristallise en prismes qui perdent facilement du gaz sulfureux à l'air; s'oxyde plus rapidement que le sulfite neutre. Réaction acide, saveur et odeur sulfureuses. L'alcool le précipite de ses solutions en menus cristaux.

UP. Préconisé comme meilleur conservateur des agents de développement, est plus actif que le sulfite neutre. Sert dans le fixage.

PL. Saturer une solution chaude de carbonate de soude par l'acide sulfureux et faire cristalliser par le froid; on peut encore, lorsque la solution saturée est froide, précipiter par l'alcool : le bisulfite se forme alors en menus cristaux.

ME. Voici le bain de fixage qui a été préconisé :

Bisulfite de soude	50^{gr}
Hyposulfite »	15
Eau	1000^{cc}

conserve longtemps sa clarté et sa puissance.

BITUME DE JUDÉE. — **FA.** $C^{20}H^{32}O^{3}$. — **PM.** 320. — **D.** 1,7. — **Syn.** Asphalte, baume de momie.

Sol. Insoluble dans l'eau ; soluble dans la térébenthine, l'éther, la benzine, les naphtes; n'est plus soluble après insolation.

P. Corps amorphe, noir, à cassure brillante; assez friable; légère odeur goudronneuse ; il est le produit de la décomposition des matières organiques et consiste surtout en carbures d'hydrogène avec des matières azotées; ce serait, d'après Boussingault, un mélange d'une huile jaunâtre, le *pétrolène,* et d'un corps solide, noir, l'*asphaltène.* Le bitume insolé en couche mince devient insoluble dans ses dissolvants ordinaires : c'est là la base de nombreux procédés de gravure photographique; l'asphalte se ramollit à 100° et se décompose à une température plus élevée. Inattaquable par les acides.

UP. Sert à faire des vernis noirs pour doubler les positives sur verre au collodion; constitue la couche sensible dans nombre de procédés de photogravure; il a cet avantage sur l'albumine et la gélatine bichromatée qu'il n'est pas attaqué par les acides et les solutions employées pour la morsure des planches; sert à réparer les cuvettes en carton durci.

PL. Le bitume employé pour les usages photographiques doit subir une sorte de préparation ou plutôt d'épuration. Voici plusieurs méthodes dans ce but :

1° Réduire le bitume du commerce en poudre et le mettre à digérer pendant deux heures, en vase clos, avec de l'alcool maintenu à 40°. On filtre, le résidu est lavé à l'alcool et l'éther, enfin il est séché à l'obscurité.

2° Le bitume en poudre est mêlé avec le double de son poids de térébenthine, on ajoute de l'éther, qui dissout la partie active, on décante et l'on distille, le bitume pur reste dans la cornue. Ce traitement sépare le bitume en trois parties : la première, soluble dans l'alcool, est noire et dure (asphaltène); la seconde, soluble dans l'éther, est brune, molle et presque inodore; la troisième, insoluble dans ces deux dissolvants, est grise et complètement inodore, c'est la partie la plus sensible à la lumière; le bitume de Judée en contient 58 °/₀, celui de la Trinité 38 °/₀.

EN. L'asphalte se trouve à l'état naturel dans le lac Asphaltite (d'où ses deux noms), à la Trinité, au Pérou; en France il y en a plusieurs gîtes : en Auvergne, dans les Landes, à Seyssel (Ain), à Bechelbron (Bas-Rhin).

O. Il est souvent falsifié avec du brai gras, résidu de la distillation des goudrons de houille.

BLANC D'ŒUF. — *Voir* pour les propriétés le mot *albumine.* Le blanc d'œuf comprend en moyenne 72 °/₀ d'eau et 18 °/₀ d'albumine sèche; il y a

environ 10 °/₀ de débris de cellules, sels de soude, de chaux, etc. Un œuf moyen donne 30^{cc} d'albumine. Le blanc d'œuf est contenu dans des cellules hexagonales d'autant plus riches en albumine qu'elles sont situées plus près du jaune; il y a donc lieu par battage, non seulement de briser ces cellules, mais encore de rendre plus homogène la composition du liquide albumineux.

BLEU COUPIER. — **Sol.** Peu soluble dans l'eau, soluble dans les solutions alcalines.

P. Magnifique matière colorante bleue tirée de l'aniline; produit accessoire de la rosaniline; tire son appellation du nom de son inventeur.

UP. Procédés orthochromatiques.

PI. Sel de sodium d'un acide sulfoconjugué de la violaniline, s'obtient en chauffant, pendant huit heures, un mélange d'aniline et de nitrobenzine, puis d'acide chlorhydrique et de fer. On ajoute ensuite cinq fois son poids d'acide sulfurique, on précipite par l'eau : le précipité resté sur le filtre est lavé et constitue le bleu Coupier.

O. C'est un sensibilisateur pour le rouge orange et le jaune verdâtre.

Bo. Symbole du métalloïde le bore. — **E.** et **PA.** 11.

BORATES (*Caractères des*). — **CG.** Les borates sont de la formule BoO^3M^3, mais il y a une très grande divergence suivant la base. Le borate de soude est seul employé en Photographie; ils ont une réaction alcaline, sont généralement solubles et précipités de leurs solutions par l'alcool. Ils colorent en vert la flamme de l'alcool.

R. Les borates solubles donnent les réactions suivantes :

1° Avec le *nitrate de baryte,* ils donnent un précipité blanc, soluble sans effervescence dans l'acide chlorhydrique.

2° Avec le *nitrate d'argent,* un précipité gris blanc dans les solutions concentrées.

3° Avec l'*acide sulfurique,* un précipité d'acide borique cristallin.

P. Se préparent à chaud en traitant les oxydes ou les carbonates par l'acide borique.

BORATE DE SOUDE. — **FE.** $(NaO, BoO^3)^2 + 10aq.$ — **E.** 190,78. — **FA.** $Na^2Bo^4O^7 + 10aq.$ — **PM.** 179. — **D.** 1,7. — **Syn.** Borax, tinkal, soude boratée.

Sol. 6 °/₀ dans l'eau froide; 200 °/₀ dans l'eau chaude; peu soluble dans l'alcool; 60 °/₀ dans la glycérine.

P. Cristaux octaédriques renfermant 30 % d'eau, ou prismes hexagonaux renfermant 47 % d'eau; le borax en poudre contient de 10 à 15 % d'eau. Perd son eau de cristallisation au rouge et se présente sous la forme de masse amorphe blanche. C'est un excellent antiseptique et, par suite, mêlé au bain d'alun assure la conservation du cliché; le borax fondu a la propriété de dissoudre les oxydes métalliques, sert par suite dans l'analyse au chalumeau ou dans la soudure des métaux; dans le premier cas, il forme des perles transparentes qui se colorent de nuances diverses suivant le métal dissous. (*Voir* troisième Partie, *Analyse*.)

UP. Virages, développements, bains de lavage et d'alunage.

PI. Se trouve à l'état naturel, particulièrement en Toscane; se produit industriellement en faisant réagir l'acide borique sur le carbonate de soude.

O. Les principales colorations des perles de borax au chalumeau sont : violet pour le manganèse, bleu pour le cobalt, vert émeraude clair pour le nickel, vert foncé pour le chrome.

Le borax est un retardateur pour l'acide pyrogallique et la pyrocatéchine; c'est au contraire un accélérateur pour l'iconogène, l'hydroquinone et la résorcine. Dans le révélateur à l'oxalate ferreux à la dose de 0,75 pour 1 de sulfate de fer, il donne du brillant à l'image.

ME. Le virage au borax est ainsi formulé :

Borax	25^{gr}
Chlorure d'or	1
Eau	2 ou 3^{lit}

BORIQUE (*Acide*). — **FE.** BoO^3. — **E.** 35. — **FA.** BoO^3H^3. — **PM.** 62. — **D.** 1,48.

Sol. 4 % dans l'eau froide, 29 % dans l'eau bouillante; 25 % dans l'alcool bouillant; 10 % dans la glycérine.

P. Cristallise en lamelles brillantes, contenant 43 % d'eau; acide faible facilement déplacé à froid par les acides minéraux. Perd son eau de cristallisation par la chaleur, fond à 185°. Colore en vert la flamme de l'alcool.

UP. Sert de retardateur pour le pyro, employé comme antiseptique avec le bain d'alun.

P. Se trouve à l'état naturel dans les *suffioni* de Toscane, petits volcans de vapeur d'eau mélangée d'acide borique; on conduit ces vapeurs dans de l'eau froide où elles se condensent; lorsque ces eaux marquent 1° Baumé, on les éclaircit par le repos et on les concentre par la chaleur même des suffioni. L'acide qui se dépose est impur; on le reprend par du carbonate de soude et ce borax artificiel, purifié par cristallisations successives, est

traité par l'acide chlorhydrique à chaud; il se forme du chlorure de sodium et l'acide borique pur cristallise.

En Californie, on trouve l'acide borique sous forme de borate de chaux.

BROME. — **F.** Br. — **E.** 80. — **PA.** 7,98. — **D.** 2,96. Son nom vient du mot grec *brômos*, fétidité.

Sol. Peu soluble dans l'eau 3 °/₀, assez soluble dans l'alcool, très soluble dans l'éther et le sulfure de carbone.

P. Corps liquide, d'une odeur suffocante, couleur rouge foncé; bout à 63°, très volatil, attaque fortement la peau et les organes respiratoires, métalloïde simple; décolorant énergique, donne à la température de 15° des vapeurs rutilantes.

UP. Préparation des bromures, employé dans le Daguerréotype, formation de la couche sensible; l'eau bromée mélangée d'hyposulfite sert à réduire les clichés au gélatinobromure, l'eau bromée seule peut servir à effacer sur une glace l'impression de la lumière avant tout développement.

PI. S'extrait des eaux mères des marais salants.

R. Pour reconnaître la présence de l'iode dans le brome, on prend un échantillon auquel on ajoute un peu de solution de soude caustique jusqu'à réaction franchement alcaline, on ajoute alors un peu d'empois d'amidon, puis une trace d'eau chlorée; si l'échantillon est pur, il n'y a pas coloration; s'il contient de l'iode, l'amidon bleuit.

O. Le brome du commerce contient du chlore, du bromoforme et diverses impuretés dont il est très difficile de le débarrasser.

BROMHYDRATES. — *Voir* bromures.

BROMURES (*Caractères des*). — **CG.** Les bromures ont beaucoup d'analogies avec les chlorures; généralement solides, ils ont l'aspect salin et leur couleur dépend du métal. La plupart sont fusibles et volatils, le chlore déplace le brome des bromures par la chaleur et s'unit au métal, la réaction est facilitée par la présence de l'eau; il en est de même de l'acide chlorhydrique; les bromures sont solubles dans l'eau, sauf ceux d'argent et de mercure.

On reconnaît qu'un bromure est exempt de chlorure à l'aide de l'azotate de palladium, celui-ci donne en effet dans ce cas un précipité noir; la présence d'un chlorure empêche la réaction.

R. On reconnaît les bromures aux réactions suivantes :

1° Chauffer le sel avec un peu d'acide sulfurique et du peroxyde de manganèse : il se forme des vapeurs brunes de brome.

2° Les bromures en solution précipitent les sels d'argent solubles en blanc jaunâtre; le précipité est soluble dans l'ammoniaque concentré.

3° Les bromures en solution précipitent l'azotate de plomb en blanc; le précipité est soluble dans l'eau bouillante.

Pour déceler un bromure en présence d'un iodure ou d'un chlorure, on verse un peu d'acide sulfurique sur la solution du sel, puis de l'empois d'amidon, enfin quelques gouttes d'acide nitrique fumant. On ajoute ensuite un peu d'eau de chlore jusqu'à ce que la coloration bleue de l'empois soit détruite et l'on en met même un léger excès; on ajoute au tout du chloroforme, on brasse le mélange et on laisse reposer; le chloroforme ayant dissous tout le brome se colore en rouge brun et s'assemble au fond du tube d'essai; si le chloroforme restait limpide, c'est que le sel ne contenait pas de bromure.

Pr. Se préparent en général par l'action de l'acide bromhydrique sur les carbonates, ou du brome sur les métaux; les bromures insolubles se préparent par double décomposition.

O. Les divers bromures employés à la confection des collodions et des émulsions ont des qualités très différentes et peuvent se classer ainsi par ordre de valeur décroissante dans chacune de leurs applications.

Sensibilité : bromures de zinc, cadmium, sodium, fer, ammonium, potassium, uranium.

Intensité : bromures de zinc, uranium, ammonium, cadmium, potassium, fer.

Tendance au voile : cadmium, fer, sodium, ammonium.

Il faut une plus ou moins grande quantité de chacun de ces bromures pour précipiter le nitrate d'argent. Dans le Tableau suivant, la première colonne donne la quantité de bromure nécessaire pour précipiter exactement 1gr d'azotate d'argent; dans la seconde, la quantité de nitrate d'argent que précipite 1gr de chacun des bromures.

	gr	gr
Ammonium	0,555	1,80
Cadmium	0,995	1,05
Fer	0,800	1,25
Potassium	0,741	1,35
Sodium	0,599	1,67
Uranium	1,149	0,87
Zinc	0,633	1,43

Le Tableau ci-dessous donne les quantités correspondantes des divers bromures employés en Photographie.

	Bromure				
Brome.	d'ammonium.	de potassium.	de sodium.	de cadmium.	de zinc.
gr	gr	gr	gr	gr	gr
1	1,225	1,488	1,287	2,150	1,406
0,816	1	1,214	1,055	1,754	1,147
0,672	0,823	1	0,865	1,445	0,945
0,777	0,952	1,156	1	1,671	1,092
0,465	0,570	0,692	0,599	1	0,654
0,711	0,871	1,058	0,915	0,529	1

Usage de la Table. — Cette Table montre que si dans une formule on doit remplacer par exemple N grammes de bromure de sodium par du bromure d'ammonium, on en devra employer N × 0,952. Elle indique aussi que dans 1^{gr} de bromure de zinc, par exemple, il y a 0,711 de brome.

BROMURE D'AMMONIUM. — **FE.** AzH^3, HBr. — **E.** 98. — **FA.** AzH^4Br. — **PM.** 97. — **D.** 1,92. — **Syn.** Bromhydrate d'ammonium.

Sol. 78 % dans l'eau froide, à l'infini dans l'eau chaude; 3 % dans l'alcool; 0,11 % dans l'éther; 0,8 % dans l'alcool éthéré.

P. Cristallise en longs prismes incolores; jaunit un peu à l'air et prend une réaction acide, se volatilise sans décomposition, absorbe facilement l'humidité de l'air.

UP. Sert de retardateur dans le développement en rendant le sel d'argent plus stable, il empêche le voile et rend le cliché plus brillant. Employé à faire les émulsions au gélatinobromure; peu employé dans les collodions à cause de son peu de solubilité dans l'alcool et l'éther.

PL. Se prépare en versant peu à peu du brome dans l'ammoniaque; à chaque addition, il y a forte production de chaleur, qui volatilise une partie de l'ammoniaque; pour éviter les pertes, on maintient le flacon dans de l'eau très froide.

PI. Mélanger 120^{gr} de bromure de potassium dissous dans 180^{gr} d'eau bouillante avec 90^{gr} de sulfate d'ammonium dissous dans 135^{gr} d'eau bouillante; on ajoute 45^{gr} d'alcool. Au bout de vingt-quatre heures, on décante, on lave le dépôt avec de l'alcool faible et on fait cristalliser.

O. Bien que peu soluble dans l'alcool, le bromure d'ammonium a la propriété de rendre les collodions plus fluides.

R. Il ne doit laisser aucun résidu, lorsqu'on le chauffe au rouge sur une lame de platine. S'il y a résidu, le plus souvent il est dû à du bromure de potassium. (*Voir* ce mot.)

BROMURE D'ARGENT. — **F.** AgBr. — **E.** 188. — **PM.** 187,6. — **D.** 6,35.

Sol. Insoluble dans l'eau, très peu soluble dans l'ammoniaque, complètement dans l'hyposulfite, les cyanures, sulfocyanures alcalins et bromure de potassium.

P. Poudre variant du gris au jaune suivant le mode de préparation, noircit légèrement sous l'influence de la lumière, fond à la chaleur en un liquide rouge qui se prend en refroidissant en une masse translucide cornée.

UP. Sert de sel sensible dans nombre de procédés.

PL. S'obtient par la précipitation de l'azotate d'argent par un bromure alcalin.

170^{gr} d'azotate d'argent avec	119^{gr} de bromure de potassium.....		donnent 188^{gr} de bromure d'argent.
	103 » de sodium........		
	98 » d'ammonium.....		
	130 » de cadmium......		

O. Le bromure d'argent se présente sous six aspects différents :

1° Flocons blancs.
2° Flocons jaunes.
3° Poudre jaune.
4° Poudre d'un blanc bleuâtre.
5° Poudre d'un blanc jaunâtre.
6° Masse amorphe jaune.

Les deux premières variétés s'obtiennent en précipitant à froid le nitrate d'argent par un bromure alcalin ; par l'agitation, on transforme le précipité en une des variétés 3° et 4° ; les cinquième et sixième s'obtiennent en faisant bouillir les quatre premières ou directement en précipitant à chaud. Ce sont les variétés les plus sensibles à la lumière, les grains sont en même temps plus gros.

Les émulsions formées avec ces diverses variétés de bromures ont les couleurs suivantes :

	Couleur		
	par transparence.	par réflexion.	Genre d'émulsion.
Semi-transparent..	Orange	Bleu ardoisé	Émulsion au collodion fraîche.
		Blanc bleuâtre	Émuls. mûre et collodion humide.
	Rouge orangé.	Blanc bleuâtre	Collodion humide très sensible.
		Blanc jaunâtre	Émulsion au collodion très vieille.
Très opaque......	Violet bleu...	Blanc jaunâtre	Émulsion au collodion très vieille.
		Vert jaune	Émulsion fraîche à la gélatine.
		Vert ou violet	Émulsion mûre à la gélatine.
	Bleu.........	Grisâtre	Émuls. à la gélatine sujette au voile.

BROMURE DE CADMIUM. — **FE.** Cd Br. — **E.** 136. — **FA.** $CdBr^2 + 4aq$. — **PM.** 344.

Sol. 1,06 % dans l'eau froide, très soluble dans l'eau chaude ; 30 % dans l'alcool ; 0,4 % dans l'éther ; 6,2 % dans l'alcool éthéré.

P. Sel blanc, cristallise en petites aiguilles légèrement efflorescentes. Le bromure du commerce contient jusqu'à 30 % d'eau, il perd toute cette eau à 200° et fond ; il se sublime au rouge.

UP. Employé dans la préparation des collodions et des émulsions : renforçage.

PL. Mettre dans un flacon du cadmium en grenailles avec dix fois son poids d'eau, puis ajouter peu à peu son poids de brome : cette opération doit être faite dans une demi-obscurité et on évitera l'échauffement de manière à ne pas produire d'oxybromure; la réaction est terminée quand la liqueur est complètement décolorée : concentrer et faire cristalliser.

R. La solution de ce sel sursaturée d'hydrogène sulfuré et filtrée ne doit donner aucun précipité avec le cyanure rouge de potassium : un précipité blanc indique la présence du zinc.

O. Malgré sa grande solubilité dans l'alcool, ce bromure rend les collodions visqueux, mais aussi plus stables.

ME. Pour renforcer au bromure de cadmium, on plonge la glace dans une solution d'ammoniaque du commerce et on l'y laisse d'autant plus qu'on veut forcer le renforçage, on lave et l'on met dans

Bromure de cadmium	1^{gr}
Alcool à 90°	1000^{cc}

La couche prend une coloration d'un beau noir.

BROMURE DOUBLE DE CADMIUM ET D'AMMONIUM. — **FE.** $CdBr, AzH^4Br$. — **E.** 234. — **FA.** $(AzH^4)^2Br, CdBr^2$. — **PM.** 467,6.

Sol. 130 % dans l'eau froide, très soluble dans l'eau chaude; 18 % dans l'alcool; 0,4 % dans l'éther; 4 % dans l'alcool éthéré.

P. Propriétés du bromure d'ammonium.

UP. Préféré au bromure simple d'ammonium dans le collodion à cause de sa plus grande solubilité dans l'alcool éthéré.

PL. Dissoudre dans l'eau bouillante 172^{gr} de bromure de cadmium et 98^{gr} de bromure d'ammonium : concentrer et laisser cristalliser.

R. *Voir* essai de l'un ou l'autre bromure.

BROMURE DE CUIVRE. — **FE.** $CuBr$. — **E.** 111,7. — **FA.** $CuBr^2$. — **PM.** 228,3.

Sol. Très soluble dans l'eau, peu dans l'alcool.

P. Se présente sous la forme d'une poudre noirâtre semblable à la plombagine, est déliquescent : colore l'eau en vert émeraude.

UP. Employé comme renforçateur dans le procédé au collodion; l'image blanchit au contact du bromure, on la passe au bain d'argent où elle noircit.

PL. S'obtient en fondant à une douce chaleur de l'oxyde de cuivre avec l'acide bromhydrique.

O. Une planche de cuivre, mise dans l'obscurité dans de l'eau bromée, se recouvre d'une couche blanche de sous-bromure que la lumière fait passer par diverses teintes jusqu'à la couleur bleue persistante; l'hyposulfite de soude ou le sel marin dissolvent le bromure non insolé.

BROMURE DE LITHINE. — **F.** LiBr. — **E.** 87. — **PM.** 86,9.

Sol. 143 % dans l'eau froide, 290 % dans l'eau chaude; très soluble dans l'alcool.

P. Cristallise en tables transparentes ou en fines aiguilles incolores; saveur amère, très déliquescent.

UP. Fabrication des émulsions.

PL. Saturer l'acide bromhydrique par le carbonate de lithine et chauffer pour détruire les bromates.

BROMURE DE POTASSIUM. — **F.** KBr. — **E.** 119. — **PM.** 119. — **D.** 2,69.

Sol. 58 % dans l'eau froide; 102 % dans l'eau chaude; 0,13 % dans l'alcool froid; 7 % dans l'alcool bouillant; 0,2 % dans l'éther; 0,05 dans l'alcool éthéré; 25 % dans la glycérine.

P. Saveur fortement salée et piquante, cristallise en cubes incolores; décrépite au feu et fond sans décomposition.

UP. Employé dans le développement alcalin comme retardateur; non employé dans la fabrication du collodion à cause de sa faible solubilité dans l'alcool éthéré; employé dans la fabrication des gélatinobromures sans alcool. Sert en solution à effacer l'impression lumineuse sur une plaque exposée; employé dans certaines formules de renforcement au mercure et comme fixateur.

PI. Se prépare en grand par l'action du brome sur la potasse caustique en solution. Le liquide est évaporé à sec, calciné au rouge sombre pour détruire le bromate formé en même temps que le bromure, puis cristallisé à plusieurs reprises.

PL. Mettre dans 100 parties d'eau 5 de limaille de fer et 10 de brome; on obtient du bromure de fer qu'on précipite par le carbonate de potasse, on filtre et l'on concentre pour faire cristalliser.

O. Le bromure du commerce contient souvent de l'iodure, du chlorure de potassium et des carbonates et azotates, on les décèle par les moyens indiqués. (*Voir* ces mots.)

BROMURE DE SODIUM. — **F.** NaBr + 4aq. — **E.** 112. — **PM.** 174,9. — **D.** 3,07.

Sol. 85,5 % dans l'eau froide; 154 % dans l'eau bouillante; 6 % dans l'alcool; 0,08 % dans l'éther.

P. Petits cristaux blancs cubiques, anhydres; saveur amère.

UP. Fabrication des émulsions; employé dans les collodions.

P. Même préparation que le bromure de potassium.

O. Il est à noter que certains auteurs affirment que l'usage de ce sel, pour préparer les émulsions au gélatinobromure, rend celles-ci plus sensibles aux rayons rouges et jaunes que les bromures de potassium et d'ammonium.

BROMURE DE ZINC. — **FE.** ZnBr. — **E.** 112,5. — **FA.** $ZnBr^2$. — **PM.** 225. — **D.** 3,64.

Sol. 320 % dans l'eau froide; soluble dans l'alcool et l'éther.

P. Sel très déliquescent, se sublime sans décomposition en aiguilles blanches ou en lamelles nacrées. Il existe plusieurs bromures de zinc caractérisés par une plus ou moins grande quantité d'oxyde de zinc dissous, on les nomme *oxybromures;* ils doivent être rejetés des usages photographiques.

UP. Fabrication des collodions.

P. Se produit par la combustion du zinc dans la vapeur de brome, ou en traitant l'oxyde de zinc par l'acide bromhydrique, que l'on chauffe ensuite fortement pour détruire les bromates (oxybromures).

C

C, Symbole du carbone. — **E.** 6. — **PA.** 12.

Ca, Symbole du calcium. — **E.** 20. — **PA.** 40.

CADMIUM. — **F.** Cd. — **E.** 56. — **PA.** 112. — **D.** 8,6.

P. Métal blanc, assez mou, très malléable, très ductible, laisse une trace grise sur le papier et fait entendre, quand on le plie, un cri assez semblable à celui de l'étain. Fond à 315°. Brûle à l'air en donnant des vapeurs suffocantes, dangereuses, de couleur orangée; les sels de cadmium coagulent l'albumine et sont vénéneux; le contrepoison est le carbonate de soude et le blanc d'œuf.

UP. Décoloration des vieux collodions : il suffit d'en mettre une mince lame dans le collodion. Préparation des sels de cadmium.

PI. Métal simple, se trouve mélangé au zinc à l'état de sulfure; lorsqu'on distille les minerais de zinc (*blende*), mélangés de charbon, pour la préparation de ce dernier métal, le cadmium plus volatil passe le premier et se condense en poussières brunes (*cadmies*), dans les allonges de l'appareil; ces poussières, traitées à leur tour par le charbon, donnent le cadmium.

CADMIUM (*Caractères des sels de*). — **CG.** En général, les sels de cadmium sont incolores, solubles dans l'eau; ils ont une saveur métallique très prononcée et sont vénéneux.

R. Les principales réactions auxquelles ils donnent lieu sont les suivantes :

1° Si l'on met une *lame de zinc* dans une solution de ces sels, elle se recouvre d'une couche brillante de cadmium.

2° La *potasse* et la *soude* les précipitent en blanc.

3° Le *ferrocyanure* donne un précipité blanc, le *ferricyanure* un précipité jaune.

P. Se préparent par l'attaque du métal par l'acide, ou par double décomposition.

CALCIUM. — **F.** Ca. — **E.** 20. — **PA.** 40. — **D.** 1,55.

P. Métal d'un jaune pâle à cassure brillante, se ternissant rapidement à l'air humide; au point de vue de la dureté se place entre le zinc et l'étain; décompose l'eau; brûle avec éclat lorsqu'il est chauffé à l'air : le produit de la combustion est de la chaux. Attaqué par tous les acides.

UP. Sans usage.

PL. On place dans un creuset de fer 1 partie de sodium et 7 parties d'iodure de chaux; on ferme exactement le couvercle et l'on porte au rouge sombre pendant une demi-heure. Le métal se forme en menus globules disséminés dans la masse. On l'obtient aussi par électrolyse dans un bain de chlorures de calcium, de strontium et d'ammonium en fusion.

CALCIUM (*Caractères des sels de*). — **CG.** Les sels de chaux sont en général peu solubles; ils colorent la flamme de l'alcool en jaune rougeâtre; cette flamme paraît d'un vert serin à travers un verre vert, tandis que la flamme de la strontiane paraît jaune dans les mêmes conditions : cette remarque permet de différencier les deux corps. Dans les eaux de lavages (eaux séléniteuses, eaux crues) les sels de chaux sont très nuisibles et donnent lieu à des voiles blancs (avec l'oxalate, voile blanc d'oxalate de chaux,

avec l'alun voile bleuâtre de sulfate de chaux); on enlève ces voiles avec de l'eau contenant un peu d'acide chlorhydrique.

R. Les sels de chaux solubles donnent lieu aux réactions suivantes :

1° *Oxalate d'ammoniaque,* précipité blanc.

2° *Potasse caustique* et *carbonate,* précipité blanc, si la liqueur est concentrée.

3° *Acide sulfurique* dilué, précipité blanc (plâtre).

P. Se préparent par l'action des acides sur le carbonate.

CAFÉ. — Le café brûlé forme un excellent préservateur dans les procédés au collodion sec; la solution ordinairement employée contient :

Café torréfié et moulu	10gr
Sucre candi	5
Eau distillée bouillante	100cc

L'infusion se fait en maintenant à l'ébullition pendant quelques minutes; certains auteurs ajoutent 1gr ou 2gr de gomme arabique. Le café contenant une assez forte proportion de tannin, une glace conservée par ce moyen peut se développer seule dans de l'eau alcaline. Le café doit être fraîchement torréfié et moulu, sinon les huiles essentielles s'étant oxydées à l'air agiraient sur le sel d'argent et voileraient la plaque.

CAMÉLÉON MINÉRAL. — Nom donné au permanganate de potasse (*voir* ce mot) à cause de sa propriété de virer du rouge au vert émeraude.

CAMPHRE. — **FE.** $C^{20}H^{16}O^{2}$. — **E.** 152. — **FA.** $C^{10}H^{16}O$. — **PM.** 272. — **D.** 0,985.

Sol. 0,1 % dans l'eau; 120 % dans l'alcool; soluble dans l'éther, la benzine et les huiles essentielles.

P. Cristallise en prismes hexagonaux, semi transparents, flexibles, odeur forte et aromatique, saveur amère et brûlante; se sublime à la température ambiante. Brûle avec une flamme fuligineuse; fond à 175°, bout à 205°. On facilite la pulvérisation du camphre en l'humectant avec un peu d'alcool ou d'éther.

UP. Préparation de vernis; antiseptique pour la gélatine et l'albumine; fabrication du celluloïd, employé autrefois en solution alcoolique pour décolorer les bains d'argent. Préparation du papier ciré.

P. Extrait de divers arbres, entre autres le *Laurus Camphora* (Japon, Bornéo).

ME. Pour la préparation du papier ciré, on a donné la formule suivante (Tillard) :

	gr
Camphre	2
Iode	3
Cire	2,5
Essence de térébenthine	600cc

CAOUTCHOUC. — **FE.** C^8H^7. — **E.** 55. — **FA.** C^4H^7. — **PM.** 55. — **D.** 0,932. — **Syn.** Gomme élastique, India rubber.

Sol. Insoluble dans l'eau et l'alcool, soluble dans l'éther, le sulfure de carbone et les essences légères.

P. Le caoutchouc du commerce est d'un brun jaune, mou, flexible, élastique. Inaltéré par les acides minéraux dilués, il est attaqué par eux lorsqu'ils sont concentrés. Le chlore l'attaque à la longue. A 170° il fond en un liquide visqueux; il brûle avec une flamme rouge; mélangé au soufre, il résiste mieux aux acides et devient plus dur : c'est le *caoutchouc vulcanisé.*

UP. Vernis pour le transport des couches pelliculées; réparation des cuvettes de carton durci; bordage des couches sèches pour empêcher les soulèvements lors des opérations du développement.

Pr. S'extrait de certaines plantes, telles que le *Ficus elastica*, l'*Hevea guyanensis;* le suc laiteux, qui découle des incisions faites aux arbres, est simplement desséché à la fumée de certaines noix qui le colore en brun.

O. Le meilleur dissolvant du caoutchouc est un mélange de 100 parties de sulfure de carbone et 5 parties d'alcool absolu; on obtient ainsi une solution très claire.

ME. Voici une formule de vernis sans soufre, ce dernier étant nuisible pour les sels d'argent :

Caoutchouc	2gr
Benzole	100cc

Le caoutchouc non vulcanisé est coupé en petits morceaux; on le laisse quarante-huit heures en contact avec le benzole, en ayant soin d'agiter de temps en temps : on laisse déposer et l'on décante. Il doit avoir la consistance du collodion, sinon on ajoute du benzole ou on laisse évaporer un peu.

CARBAZOTIQUE (*Acide*). — Synonyme d'acide picrique (*voir* ce mot).

CARBONATES (*Caractères des*). — **CG.** Les carbonates sont en général de la formule M^2CO^3; les carbonates alcalins sont solubles dans l'eau, les bicarbonates beaucoup moins; ils perdent leur acide par la calcination.

R. On reconnaît les carbonates aux réactions suivantes :

1° Tous font effervescence en présence de l'acide chlorhydrique.

2° Tous les carbonates solubles forment, avec le *nitrate de baryte*, un précipité blanc, soluble avec effervescence dans l'acide chlorhydrique.

3° Avec le *nitrate d'argent*, un précipité soluble dans l'acide nitrique.

4° Avec le *perchlorure de fer*, ils donnent un précipité rouge brun avec dégagement d'acide carbonique.

P. Se préparent en général par double décomposition : beaucoup d'oxydes se carbonatent spontanément au contact de l'air.

CARBONATE (*sesqui*) D'AMMONIAQUE. — **FE.** $4AzH^4O, 2HO, 3C^2O^4 + 4HO$. — **E.** 290. — **FA.** $(AzH^4)^4H^2(CO^3)^3 + 2aq$. — **PM.** 270. — **Syn.** Sel volatil d'Angleterre.

Sol. 25 % dans l'eau froide, décomposé par l'eau chaude, peu soluble dans l'alcool.

P. Masse blanche, translucide, fibreuse, saveur caustique, odeur ammoniacale ; se décompose facilement à l'air libre en donnant des fumées d'ammoniaque : le résidu est du bicarbonate d'ammoniaque qui n'a plus d'emploi photographique.

UP. Préparation des sels d'ammonium, fumigation des papiers positifs pour augmenter leur sensibilité ; sensibilisation des papiers au charbon, développement des glaces au gélatinochlorure et au collodion sec.

PI. Préparé industriellement à l'aide du sulfate d'ammoniaque et de la craie ; les deux corps en poudre sont mélangés par parties égales et chauffés dans une marmite en fer coiffée d'un chapiteau de plomb, le sesquicarbonate se dégage et vient former dans le chapiteau une masse blanche ; on le purifie par une seconde sublimation.

O. Il existe plusieurs carbonates d'ammoniaque : c'est le sesquicarbonate seul qui est employé en Photographie.

CARBONATE DE CHAUX. — **FE.** CaO, CO^2. — **E.** 50. — **FA.** $CaCO^3$. — **PM.** 100. — **D.** 2,9. — **Syn.** Craie, marbre, blanc de Meudon ou d'Espagne.

Sol. Presque insoluble dans l'eau froide (0,007 %) un peu moins dans l'eau bouillante (0,005 %) ; soluble dans l'eau contenant de l'acide carbonique ; insoluble dans l'alcool et l'éther.

P. Cristallise en beaux prismes transparents (cristal de roche), ou se présente en masses amorphes blanches (craie), ou en masses semi translu-

cides (marbre), très répandu dans la nature; il perd au rouge sombre tout son acide et devient de la chaux vive; décomposé par tous les acides.

UP. Préparation de virages, nettoyage des glaces, saturation des bains acides.

EN. Se trouve à l'état naturel : en Islande (spath), en Aragon, prismes droits (aragonite), en France aux environs de Paris, masses blanches (craie); les marbres, l'albâtre, les calcaires sont d'autres variétés de ce corps.

ME. Le virage à la craie se prépare en mettant une forte pincée de craie en poudre dans une solution au millième de chlorure d'or, on laisse la liqueur se décolorer avant d'en faire usage. On opère plus rapidement en faisant bouillir l'or avec la craie et la moitié d'eau, jusqu'à décoloration, on ajoute le reste de l'eau et on filtre (Londe); le rôle du carbonate est simplement de neutraliser le sel d'or.

CARBONATE DE LITHINE. — **FE.** 2LiO, C^2O^4. — **E.** 74. — **FA.** Li^2CO^3. — **PM.** 74. — **Syn.** Carbonate de lithium.

Sol. 0,77 % dans l'eau froide, 0,78 % dans l'eau chaude, insoluble dans l'alcool, soluble dans l'eau chargée d'acide carbonique.

P. Masse amorphe blanche, fond au rouge et perd peu à peu son acide carbonique.

UP. Alcalin employé dans les bains de développement, a beaucoup d'énergie.

PI. Se prépare en traitant un des minerais de lithium, le *lépidolithe* (mica lithinifère) par la chaux au rouge sombre; on dissout dans l'eau, on filtre et on précipite par le carbonate de soude.

O. C'est un alcali très énergique; à la dose de 2 pour 1000, il suffit avec l'hydroquinone et l'iconogène.

CARBONATE DE POTASSE. — **FE.** 2KO, C^2O^4 + 2aq. — **E.** 146. — **FA.** K^2CO^3 + 2aq. — **PM.** 174. — **D.** 2,27. — **Syn.** Alcali végétal, sel de tartre, carbonate neutre.

Sol. 149 % dans l'eau froide, 305 % dans l'eau bouillante, insoluble dans l'alcool.

P. Masse cristalline blanche, un peu déliquescente, saveur alcaline, âcre; fond au rouge sans décomposition; attaque, en solution concentrée, la peau des mains; saponifie les matières grasses.

UP. Employé dans les formules de développement alcalin; plus actif que le carbonate de soude, mais exposant davantage les plaques au décollement.

PI. S'extrait par lessivage des cendres de divers végétaux : la liqueur concentrée donne un produit brut, le *salin*, qui contient des sulfates, chlorures, etc. Par la calcination de la crème de tartre avec du charbon divisé, on obtient un produit noirâtre, le *flux noir*, qui repris par l'eau donne un sel très pur.

R. Une solution de ce sel acidifiée avec l'acide nitrique ne doit précipiter ni avec le nitrate de baryte, ni avec le nitrate d'argent (absence de sulfates et de chlorures).

O. Le carbonate de potasse ordinaire porte dans le commerce le nom de *potasse brute;* si, par suite d'opérations mieux conduites, on obtient un produit blanc, on l'appelle *potasse perlasse;* enfin, en reprenant le sel par l'eau froide, on obtient après filtration et évaporation la *potasse raffinée.*

CARBONATE DE SOUDE. — **FE.** $2NaO, C^2O^4 + 20aq$. — **E.** 286. — **FA.** $Na^2CO^3 + 10aq$. — **PA.** 286. — **D.** 1,45. — **Syn.** Cristaux, soude naturelle, sel de soude, natron.

Sol. 60 °/₀ dans l'eau froide; 445 °/₀ dans l'eau chaude. Insoluble dans l'alcool; 98 °/₀ dans la glycérine.

P. Cristallise en prismes obliques à base rhombe; saveur alcaline douceâtre, contient 62 °/₀ d'eau. A l'air, les cristaux s'effleurissent peu à peu et perdent neuf équivalents d'eau; ils fondent à 34° dans leur eau de cristallisation. La solubilité de ce sel dans l'eau présente un maximum à 36° (833 °/₀). La teneur en eau, qui varie de dix équivalents à un, dépend de la température à laquelle on a fait cristalliser le sel; plus elle est élevée moins le sel contient d'eau.

UP. Développement alcalin; conservation des papiers albuminés.

PI. La préparation industrielle se fait à l'aide des cendres de varech, ou par la transformation du sel marin (procédé Leblanc). Pour purifier le carbonate de soude du commerce, on le dissout à chaud et on laisse cristalliser par refroidissement en agitant le liquide de manière que les cristaux formés soient très menus et ne retiennent que le moins possible d'eaux mères.

R. La solution acidifiée avec l'acide nitrique ne doit donner aucun précipité avec le chlorure de baryum (absence de sulfates). Doit donner un précipité blanc avec l'acétate de plomb; si le précipité est brun, c'est qu'il contenait du sulfite de soude. Le fer est décelé avec le ferrocyanure, la chaux avec l'oxalate d'ammoniaque.

ME. La dose de carbonate de soude est en moyenne de 3^{gr} à 5^{gr} pour l'iconogène, 5^{gr} à 8^{gr} pour l'hydroquinone; 3^{gr} à 4^{gr} pour le pyrogallol.

CARBONIQUE (*Acide*). — **FE.** CO^2. — **FA.** CO^2. — **E.** 22. — **PM.** 44. — **D.** 1,529.

Sol. L'eau en dissout 1 volume à la température ordinaire, l'alcool, 4.

P. Gaz incolore, inodore, goût légèrement piquant; liquéfiable à 0° sous la pression de 36 atmosphères; le poids d'un litre d'acide carbonique est de 1gr,977. C'est un acide faible, qui colore le tournesol en rouge vineux; gaz irrespirable; non inflammable et n'entretenant pas la combustion; c'est le produit normal de la combustion des matières ligneuses et de la respiration.

UP. Préparation des carbonates.

PL. Se prépare en décomposant les bicarbonates et carbonates par un acide.

R. Un courant d'acide carbonique passant dans l'eau de chaux produit un précipité blanc.

CATÉCHINE. — **FA.** $C^{10}H^{10}O^4$. — **PM.** 194.

Sol. 0,086 % dans l'eau froide; 40 % dans l'eau bouillante; 18 % dans l'alcool bouillant; 0,83 % dans l'éther froid; 13 % dans l'éther bouillant; soluble dans les alcalis et leurs carbonates.

P. Fines aiguilles blanches à éclat soyeux et nacré; saveur faible, réaction neutre, fond à 217°, se décompose à une température plus élevée en pyrocatéchine. La solution alcaline, en absorbant l'oxygène de l'air, se colore en jaune, puis en rouge, enfin en noir.

UP. Sans usage encore, mais a des propriétés réductrices qui pourraient être employées. Sert à préparer la pyrocatéchine.

PL. On fait macérer du cachou jaune pendant vingt-quatre heures dans l'eau pour enlever le tannin; on traite le résidu par 8 fois son poids d'eau bouillante, qui, en refroidissant, dépose des cristaux de catéchine; on purifie par une série de cristallisations.

R. Précipite le chlorure de fer en noir vert, le sulfate de cuivre en noir brun, et réduit à l'état métallique les sels d'argent d'or et de platine.

Cd. — Symbole du cadmium. *Voir* ce mot.

CELLULOÏD. — **D.** 1,35. — **Syn.** Cellulosite, ivoire végétal.

Sol. Insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool éthéré.

P. Substance cornée, dure, élastique, transparente et un peu colorée en jaune, odeur de camphre; se ramollit à 80° et devient malléable à 125°, se décompose à 140°. Brûle avec vivacité à l'air avec une flamme rouge et une fumée noire; porté rapidement à 180°, il détone sous le choc d'un marteau.

Inattaquable par les acides froids, décomposé par les acides sulfurique et azotique à chaud. Forme avec l'alcool éthéré un vernis propre à recoller le celluloïd. Le produit peut se travailler comme le bois, au tour ou au ciseau; on lui donne de la souplesse en y incorporant des huiles grasses.

UP. Supports légers de couches sensibles, remplaçant le verre; cuvettes et ustensiles photographiques.

P. Produit assez complexe formé par un mélange de pyroxyline et de camphre; la pyroxyline employée est obtenue par la nitrification du papier à cigarette; on la réduit en pâte qu'on sèche bien, on y ajoute du camphre et, après l'avoir fait gonfler dans l'alcool, on la comprime dans des blocs chauffés. Pour les cuvettes, on y incorpore des poudres inertes, rouges, blanches, etc., en particulier du sulfate de baryte.

CELLULOSE. — **FE.** $C^{48}H^{40}O^{40}$. — **E.** 648. — **FA.** $C^6H^{10}O^5$. — **PM.** 162,8. — **D.** 1,52.

Sol. Insoluble dans l'eau et l'alcool.

P. Substance blanche, amorphe, inodore, sans saveur. Se dissout dans une dissolution de cuivre ammoniacal (réactif de Schweizer). La cellulose est parcheminée par l'acide sulfurique dilué (2 d'acide, 1 d'eau); traitée par l'acide azotique, elle donne les diverses variétés de pyroxyles employés pour les collodions.

UP. Fabrication des pyroxyles; filtres.

P. Se trouve dans le ligneux des végétaux, forme les cellules de la plante, d'où son nom. Peut s'obtenir en déchiquetant le bois et le traitant par les acides faibles et les alcalis. Le coton est de la cellulose pure.

CÉRUSE. — **FE.** $2(PbO, CO^2) + PbO, HO$. — **E.** 387,5. — **FA.** $2CO^3, Pb(PbOH)^2$. — **PM.** 730,8. — **D.** 6,43. — **Syn.** Blanc de plomb, blanc d'argent.

Sol. Insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther; un peu soluble dans l'eau chargée d'acide carbonique.

P. C'est une combinaison de carbonate et d'oxyde de plomb hydraté; substance blanche, amorphe, onctueuse, se dissolvant avec effervescence dans les acides énergiques. Décomposée par la chaleur qui lui enlève son acide carbonique. Noircit au contact des émanations sulfureuses; substance vénéneuse causant les *coliques saturnines,* dont le contrepoison est l'iodure de potassium.

UP. Préparation des sels de plomb; papiers porcelaine.

Pl. Est préparée industriellement par deux procédés principaux : 1° *Procédé de Clichy* (Thenard) consistant à faire passer un courant d'acide carbonique dans l'acétate tribasique de plomb; 2° le *procédé hollandais,* consistant à mettre des lames de plomb dans des pots de terre, contenant un peu de vinaigre et enterrés dans du fumier ou du tan, dont la chaleur de fermentation suffit pour provoquer les réactions.

R. Souvent fraudé avec le sulfate de baryte et la craie; on décèle le premier corps en traitant la céruse par l'acide azotique, le résidu est formé par la baryte. Le *blanc de Venise* contient 50 % de ce corps et le *blanc de Hollande* 75 %.

CHARBON ANIMAL. — **D.** 1,40. — **Syn.** Noir animal, noir d'os.

Sol. Insoluble.

P. Corps noirâtre amorphe; garde en général la structure des os dont il provient; sa composition est assez complexe : c'est du carbone pur, mélangé de sels de chaux, de sulfures, etc. Pouvoir absorbant considérable pour les odeurs et les matières colorantes; réducteur énergique pour certains corps, tels que les chlorures ferriques, platiniques, etc.; donne avec l'acide chlorhydrique de l'hydrogène sulfuré et de l'acide carbonique.

UP. Employé pour désinfecter le papier albuminé avec l'albumine du sang; sert de décolorant.

P. Obtenu en calcinant les os, l'albumine, le sang; les os carbonisés fournissent de 55 à 60 % de leur poids en noir animal. Le noir qui a déjà servi peut être régénéré en partie par une calcination au rouge.

CHAUX. — **F.** CaO. — **E.** 28. — **PM.** 56. — **D.** 3,2. — **Syn.** Oxyde de calcium, chaux caustique ou vive.

Sol. 0,18 % dans l'eau froide, 0,1 % dans l'eau bouillante, insoluble dans l'alcool et l'éther.

P. Masse amorphe, blanche, dure, se résolvant en une fine poussière blanche en présence de l'eau ou de l'air humide, elle augmente alors considérablement de volume; inodore, saveur alcaline. La chaux non hydratée se nomme *chaux vive* ou *caustique,* elle s'hydrate avec un très fort dégagement de chaleur; la chaux vive attaque la peau.

UP. Préparation de divers sels, rectification des alcools. La solution sucrée de chaux sert à noircir les clichés blanchis au mercure. L'eau de chaux est un réactif de l'acide carbonique. Développement (collodion sec).

P. Se prépare par la décomposition au rouge des carbonates calcaires, craie, marbre, etc.

O. On augmente la solubilité de la chaux dans l'eau en mettant 2 parties de sucre pour 1 de chaux (*voir* sucrate de chaux).

CHLORATES (*Caractères des*). — **CG.** Les chlorates sont de la forme $MClO^3$, ils sont incolores et solubles dans l'eau, sauf celui de potassium qui l'est peu. Ils sont neutres, se décomposent par la chaleur en oxygène et chlorure du métal; oxydants très énergiques, sont la base de poudres brisantes et de mélanges destinés à produire des lumières très éclairantes pour la photographie dans les lieux obscurs (*voir* magnésium).

R. 1° Lorsqu'on met une goutte d'acide sulfurique concentré sur des cristaux d'un chlorate et qu'on chauffe doucement, il se produit une série de petites explosions dues à la formation et la décomposition d'acide chlorique gazeux.

2° Les chlorates fortement chauffés se transforment en chlorures, que l'on décèle avec le nitrate d'argent.

P. Le procédé le plus généralement employé, pour la préparation des chlorates, consiste à précipiter le chlorate de baryte par un sulfate du métal étudié.

CHLORATE DE POTASSE. — **FE.** KO, ClO^5. — **E.** 122,6. — **FA.** $KClO^3$. — **PM.** 122,5. — **D.** 2,35.

Sol. 5,6 °/₀ dans l'eau froide; 60 °/₀ dans l'eau bouillante; 0,8 °/₀ dans l'alcool concentré; 3,5 °/₀ dans la glycérine.

P. Cristaux incolores en tables transparentes, saveur fraîche, fond à 400° et à une plus haute température abandonne tout son oxygène; déflagre avec vivacité sur les charbons ardents.

UP. Procédé platinotype; poudre magnésienne. Accélérateur pour l'acide pyrogallique.

PL. Dissoudre 1 partie de potasse caustique dans 3 parties d'eau et faire passer un courant de chlore dans la solution jusqu'à saturation; le tube de dégagement doit être très large, sinon il ne tarderait pas à se boucher par les cristaux de chlorate, qui se forment très vite par suite du peu de solubilité du sel.

PI. Dans un grand cylindre de plomb on introduit 300^{kg} de chaux éteinte et 150^{kg} de chlorure de potassium, on porte le tout à 60° et on fait arriver un courant de chlore. Quand le mélange n'absorbe plus de chlore on fait couler le liquide dans un bassin et on laisse reposer, on décante, on concentre à chaud et on fait cristalliser.

R. On reconnaît que le chlorate de potasse n'est pas falsifié avec du chlo-

rure de potassium à l'aide du nitrate d'argent; dans ce cas on aurait un précipité blanc.

O. L'emploi du chlorate de potasse dans le procédé platinotype est destiné à accentuer les lumières : il transforme en effet une partie du chloroplatinite en chloroplatinate, qui n'est pas impressionné par l'oxalate ferreux.

CHLORAURATES. — *Voir* chlorure double d'or et d'un alcali, soude ou potasse (*voir* ces mots).

CHLORE. — **F.** Cl. — **E.** 35,5. — **PA.** 35,4. — **D.** 2,44.

Sol. Très soluble dans l'eau froide, soluble dans l'alcool avec décomposition.

P. Métalloïde simple, gaz jaune verdâtre; odeur forte et irritante, dangereuse à respirer. Un litre de chlore pèse 3gr,170, se liquéfie à 0° sous une pression de six atmosphères, ou à — 40° à la pression normale. Doué d'affinités très énergiques, attaque la plupart des corps, se combine avec l'hydrogène en présence de la lumière (base de certains actinomètres); il atteint un maximum de solubilité dans l'eau à 8° (300 °/₀ en volume); par la chaleur le chlore se dégage. Décolorant très actif.

UP. Préparation de nombreuses substances photographiques.

PL. Attaquer 100gr de bioxyde de manganèse par 400gr d'acide chlorhydrique. L'action commence à froid, on l'active par une chaleur modérée; la préparation industrielle est à peu près la même.

O. L'eau chlorée a été recommandée pour éliminer les dernières traces d'hyposulfite, après fixage et lavage des épreuves positives.

CHLOROPLATINIQUE (*Acide*). — Synonyme de bichlorure de platine (*voir* ce mot).

CHLORHYDRATE D'AMMONIAQUE. — **FE.** AzH^3, HCl. — **E.** 53,5. — **FA.** AzH^4Cl. — **PM.** 53,5. — **D.** 1,52. — **Syn.** Sel ammoniac, chlorure d'ammonium, muriate d'ammoniaque.

Sol. 37 °/₀ dans l'eau froide; 73 °/₀ dans l'eau chaude; 12 °/₀ dans l'alcool; 20 °/₀ dans la glycérine.

P. Cristaux blancs, saveur salée, incolore, inodore; en présence des matières animales forte odeur de marée; à l'état brut se présente en masses fibreuses, souvent colorées en brun ou en jaune par des traces de fer. Les cristaux très élastiques sont difficiles à pulvériser; s'unit à la plupart des

chlorures métalliques pour former des sels doubles, se volatilise sans fondre au-dessous du rouge sombre et se sublime dans le col de la cornue : c'est là le meilleur mode de purification.

UP. Préparation des papiers positifs. Bain renforçateur au mercure : il rend en effet le bichlorure de mercure plus soluble en formant avec lui un sel double; préparation des émulsions au gélatinochlorure.

PI. Se trouve en masses sublimées dans les laves volcaniques; se prépare industriellement en traitant par l'acide chlorhydrique les eaux ammoniacales provenant de la fabrication du gaz. On purifie par cristallisation et sublimation.

R. Le sel pur doit être entièrement volatilisé sans résidu en le chauffant sur une lame de platine. La solution ne doit donner aucun précipité avec le nitrate de baryte (acide sulfurique) ou le ferricyanure de potassium (fer).

ME. Le bain de renforçage comprend :

Chlorhydrate d'ammoniaque	5^{gr}
Bichlorure de mercure	5^{gr}
Eau	100^{cc}

Le cliché, après avoir été blanchi dans ce bain, est lavé, puis mis à noircir dans un bain d'ammoniaque diluée ou de sulfite de soude.

CHLORHYDRATE D'HYDROXYLAMINE. — **FE.** AzH^3O^2, HCl. — **E.** 69,5. — **FA.** AzH^4ClO. — **PM.** 69,5.

Sol. Très soluble dans l'eau, soluble dans l'alcool bouillant.

P. Se présente sous la forme de cristaux en tables, incolores, déliquescents; au-dessus de 110°, il fond et se décompose en dégageant de l'azote, de l'acide chlorhydrique et de l'ammoniaque. Il n'absorbe pas l'oxygène de l'air, ce qui lui donne une grande supériorité sur les autres développateurs employés pour les procédés au gélatinobromure, mais il a l'inconvénient de provoquer des soulèvements de la couche de gélatine.

UP. Révélateur, procédés au gélatinochlorure et bromure.

PI. Dissoudre 200^{gr} d'azotate d'ammoniaque dans 2170^{gr} d'acide chlorhydrique de 1,12 de densité, ajouter 552^{gr} d'étain par petites portions en évitant d'élever la température; précipiter l'étain par l'acide sulfhydrique, concentrer la liqueur filtrée et faire cristalliser.

E. Est souvent falsifié avec du chlorhydrate d'ammoniaque.

O. Le chlorhydrate d'hydroxylamine est employé dans de nombreuses formules concurremment avec l'acide pyrogallique. Il donne des clichés d'un

gris d'acier assez semblables à ceux qu'on obtenait avec le collodion, de plus il a l'avantage de rester clair et incolore.

ME. Voici deux formules qui conviennent, la première aux négatifs au gélatinobromure obtenus à la chambre, la seconde aux positifs sur gélatinochlorure obtenus au châssis :

	gr	gr
Chlorhydrate d'hydroxylamine............	4	1
Soude caustique........................	6	2
Bromure de potassium...................	1	4
Eau....................................	1000cc	1000cc

CHLORHYDRIQUE (*Acide*). — **F.** HCl. — **E.** 36,5. — **PM.** 36,5. — **D.** 1,27. — **Syn.** Esprit de sel, acide muriatique, acide hydrochlorique.

Sol. 480 % d'eau.

P. Gaz d'une odeur et saveur forte et piquante : l'acide du commerce est en solution colorée en jaune par des traces de fer, l'acide pur est incolore. L'acide du commerce est à 6 équivalents d'eau, il doit être conservé en flacon bouché, sinon il s'appauvrit peu à peu. Cet acide dissout la plupart des métaux et donne des chlorures.

UP. Précipitation des sels d'argent, nettoyage des flacons et cuvettes. Fabrication de l'eau régale; en solution très diluée enlève le voile jaune du gélatinobromure développé au pyrogallol : sert aussi à enlever la teinte noire des doigts tachés de pyrogallol. Enlèvement du voile blanc des clichés au gélatinobromure développés à l'oxalate ferreux. Détachement des pellicules de gélatine.

PL. Se prépare en faisant réagir de l'acide sulfurique sur du sel marin. Le gaz est absorbé par de l'eau pure; est fourni en grandes quantités par l'industrie comme sous-produit.

R. L'acide étendu de six fois son volume d'eau ne doit pas donner de précipité avec le nitrate de baryte (absence d'acide sulfurique). L'acide brut du commerce contient souvent du fer qu'on décèle avec le sulfocyanure d'ammonium (coloration rouge); le chlore libre à l'aide de l'amidon ioduré qui bleuit.

O. En approchant d'un flacon d'acide chlorhydrique un fragment de papier, imbibé d'ammoniaque, il se produit d'abondantes fumées blanches, réaction typique.

CHLOROFORME. — **FE.** C^2HCl^3. — **E.** 120. — **FA.** $CHCl^3$. — **PM.** 119,2. — **D.** 1,526. — **Syn.** Chlorure de méthyle bichloré.

Sol. Insoluble dans l'eau, très soluble dans l'alcool, l'éther et la térébenthine.

P. Liquide incolore très mobile, odeur suave éthérée, saveur sucrée. Bout à 61°, se solidifie à 70°; s'enflamme difficilement. Dissout le caoutchouc, l'ambre et la plupart des substances résineuses; le phosphore, l'iode, le soufre et les corps gras. C'est un anesthésique puissant; il est dangereux de respirer trop longtemps ses vapeurs.

UP. Formation de vernis et d'encaustiques.

PI. Dans 40 parties d'eau, on met 5 parties de chaux vive en poudre et 10 parties de chlorure de chaux; on ajoute une partie et demie d'alcool et l'on distille. Le liquide qui a passé est lavé avec du carbonate de potasse et rectifié sur du chlorure de calcium.

R. On reconnaît la présence de l'alcool (falsification ordinaire) en en versant une goutte dans l'eau; si le chloroforme est pur, il reste incolore; s'il contient de l'alcool, il devient blanc, opalescent.

ME. Encaustique au chloroforme pour positives sur albumine.

Chloroforme	32^{cc}
Cire blanche	7^{gr}
Benzine	8^{cc}
Alcool à 98°	32^{cc}

Étendre sur l'épreuve avec une touffe de coton, frotter avec de la flanelle et passer à la presse à satiner.

CHLOROPHYLLE. — **F.** Indéterminée. — **Syn.** Chromule.

Sol. Peu soluble dans l'eau; soluble dans l'éther et l'alcool.

P. Poudre d'un vert foncé, inaltérable à l'air; formée de deux matières colorantes, la *phylloxanthine* (jaune) et la *phyllocyanine* (bleu). Les solutions alcooliques de chlorophylle ont une fluorescence bleue; la couleur s'altère à la lumière.

UP. Procédés isochromatiques : la chlorophylle rend les plaques plus sensibles aux rayons rouges du spectre.

PL. S'extrait en particulier des feuilles de lierre ou de myrte fraîchement cueillies, on les coupe en menus fragments et on les fait infuser 24 heures dans l'alcool; la teinture est verte. On obtient encore la chlorophylle en écrasant du persil dans un mortier; on met cette bouillie à digérer avec de l'éther, on décante et l'on évapore; le résidu, repris avec de l'alcool absolu, est filtré; pour assurer la conservation des solutions de chlorophylle, il est bon de mettre dans le flacon un peu de grenaille de zinc.

CHLOROPLATINITE DE POTASSIUM. — **FE.** $KCl, PtCl^2$. — **E.** 248.

— **FA.** $PtCl^4K^2$. — **PM.** 318,7. — **D.** 3,54. — **Syn.** Chlorure double de platine et potassium.

Sol. Très soluble dans l'eau; insoluble dans l'alcool.

P. Prismes rouges déliquescents; précipité de ses solutions aqueuses par l'alcool en fines aiguilles roses.

UP. Virage; procédé au platine.

P. Se prépare en faisant réagir du bichlorure de platine sur de la potasse caustique; 120gr du premier et 47gr du second.

ME. Virage au chloroplatinite de potassium.

Chloroplatinite de potassium	1gr
Acide sulfurique	5gr
Eau	1000cc

A la place de l'acide sulfurique, Mercier a proposé l'acide phosphorique à la même dose : ce virage est plus stable.

CHLORURES (*Caractères des*). — **CG.** Les chlorures métalliques sont généralement solides; ils sont solubles, sauf celui d'argent et les sous-chlorures de mercure et de platine. On désigne souvent les chlorures par l'appellation de *chlorhydrates*.

R. Les principales réactions auxquelles ils donnent lieu sont :

1° Chauffés avec du *peroxyde de manganèse* et de l'*acide sulfurique concentré,* ils donnent du chlore.

2° Chauffés avec du *bichromate de potasse* et de l'*acide sulfurique,* ils donnent des vapeurs rouges d'acide chlorochromique.

3° Les sels solubles donnent avec le *nitrate d'argent* un précipité blanc, noircissant à la lumière.

4° Ils donnent avec l'*azotate mercureux* un précipité blanc, qui noircit en présence de l'ammoniaque.

PR. Ils se préparent en général par la combinaison directe du chlore avec le métal ou l'action de l'acide chlorhydrique.

O. Dans les émulsions au collodiochlorure, il a été remarqué que la base du chlorure employé avait une certaine action sur la teinte finale. Les chlorures de lithium et de strontium donnent des images sépia brillantes, celui de magnésium des images grises; celui de calcium brunes.

CHLORURE D'ARGENT. — **F.** AgCl. — **E.** 143,5. — **PM.** 143,3. — **D.** 5,5. — **Syn.** Argent corné.

Sol. Insoluble dans l'eau; soluble dans les chlorures alcalins, l'hyposulfite de soude, l'ammoniaque, les cyanures et sulfocyanures.

P. Poudre blanche cristalline en octaèdres; noircit à la lumière s'il est acide; fond à la chaleur en un liquide jaune qui se prend par refroidissement en une masse cornée. Il est réduit à l'état métallique par le zinc et le cuivre.

UP. Sel sensible dans les procédés au collodion et au gélatinochlorure, ainsi que dans les papiers albuminés.

PL. Est toujours formé par double décomposition. S'obtient en précipitant un sel d'argent par un chlorure alcalin. Pour précipiter 170gr d'azotate d'argent, il faut :

	gr
Chlorure d'ammonium	53,5
» de potassium	74,5
» de sodium	58,5

on obtient ainsi 143,5 de chlorure d'argent.

O. Pour le traitement des résidus, *voir* ce mot.

CHLORURE DE BARYUM. — **FE.** BaCl + 2aq. — **E.** 122. — **FA.** $BaCl^2 + 2aq$. — **PM.** 244. — **D.** 3,05.

Sol. 36 °/₀ dans l'eau froide; 59 °/₀ dans l'eau bouillante; 0,01 °/₀ dans l'alcool froid; 0,5 °/₀ dans l'alcool bouillant; 10 °/₀ dans la glycérine.

P. Cristaux blancs en tables rectangulaires; inaltérable à l'air; il est vénéneux et cause des vomissements abondants. Fusible au rouge vif, perd son eau de cristallisation à 150°, s'échauffe au contact de l'eau.

UP. Réactif pour l'acide sulfurique et les sulfates; sensibilisation du papier albuminé. Préparation de faux verres opales.

PI. On traite le carbonate de baryte naturel (*withérite*) ou le sulfure de baryum par l'acide chlorhydrique; on purifie par cristallisation.

ME. Pour encoller et saler à la fois le papier, Liesegang a donné la formule suivante :

	gr
Chlorure de baryum	33
Arrow-root	24,5
Acide citrique	0,35
Eau	1000cc

Pour donner au verre l'apparence de l'opale, on le recouvre de l'émulsion suivante :

Chlorure de baryum	6gr
Gélatine	5gr
Eau	100cc

on verse sur l'émulsion tiède et en agitant

Sulfate de soude	15gr
Gélatine	5gr
Eau	100cc

On fait prendre en gelée, on lave pour éliminer le chlorure de potassium formé, il reste du sulfate de baryte très divisé; l'émulsion fondue est coulée sur le verre.

CHLORURE DE CALCIUM. — **FE.** CaCl. — **E.** 55,5. — **FA.** $CaCl^2 + 6aq$. — **PA.** 219. — **Syn.** Muriate de chaux.

Sol. 400 % dans l'eau froide; 650 % dans l'eau chaude; 13 % dans l'alcool froid; 70 % dans l'alcool bouillant.

P. Se présente en masses blanches déliquescentes, saveur amère. Le sel cristallisé se dissout dans l'eau en abaissant la température; le sel anhydre se dissout en l'élevant au contraire; fond dans son eau de cristallisation qu'il perd à 200°. Fondu il est phosphorescent (phosphore de Homberg) et il attire l'humidité de l'air.

UP. Employé comme agent de dessèchement pour conserver les papiers sensibilisés; sert dans certaines émulsions au collodiochlorure; bains de virage.

PL. Traiter le marbre ou la craie par l'acide chlorhydrique et évaporer.

R. Le sel du commerce contient souvent du fer, qu'on met en évidence à l'aide du ferricyanure (précipité bleu).

ME. Le virage au chlorure de chaux de Le Gray contient :

Chlorure de chaux	1gr
» de sodium	1
» d'or	1
Eau	1000cc

Il a l'avantage de se bien conserver.

CHLORURE DE COBALT. — **FE.** CoCl. — **E.** 65. — **FA.** $CoCl^2 + 6aq$. — **PM.** 238.

Sol. Soluble dans l'eau; davantage dans l'eau bouillante; soluble dans l'alcool.

P. Cristaux rouge-groseille un peu déliquescents; le chlorure anhydre est bleu; une solution étendue de ce sel donne une encre invisible à froid, qui paraît bleue à la chaleur (encre sympathique). Du papier, de la toile

imprégnés de ce sel sont rouges par les temps humides, bleus par les temps secs (hygroscope).

UP. Collodion pour aristotype et émulsion.

PL. Dissoudre le carbonate de cobalt dans l'acide chlorhydrique.

O. Le chlorure de cobalt donne du brillant, sans réduire la sensibilité.

CHLORURE (*Per*) DE FER. — **FE.** Fe^2Cl^3. — **E.** 162,5. — **FA.** $Fe^2Cl^6 + 6aq$. — **PM.** 433. — **D.** 1,95. — **Syn.** Chlorure ferrique.

Sol. 160 °/₀ dans l'eau froide, soluble dans l'alcool, l'éther et la glycérine.

P. Tablettes brillantes d'un rouge foncé, déliquescentes. Donne une solution d'un jaune rougeâtre, acide. Les solutions alcooliques et éthérées se décomposent vite; se combine avec l'ammoniaque pour former un chlorure double rougeâtre : la plupart des agents réducteurs le ramènent à l'état de chlorure ferreux. La vapeur d'eau le décompose au rouge en oxyde de fer.

UP. Sert à diminuer l'intensité des clichés ou à préparer le renforçage : papier cyanofer; gravure du zinc (procédé Gillot) et du cuivre.

PI. Se prépare en faisant passer un courant de chlore sur des pointes de fer chauffées dans une cornue tubulée. Le fer devient bientôt incandescent et le chlorure de fer produit se condense dans le col de la cornue.

En dissolvant du fer dans l'eau régale, on obtient le chlorure hydraté.

ME. Avant de renforcer un cliché sec par la méthode habituelle du mercure, on ramollit la couche et on la prépare à mieux recevoir le dépôt de mercure en trempant ce cliché d'abord dans l'eau, puis dans le bain suivant :

Perchlorure de fer	7^{gr}
Acide citrique	7
Eau	1000^{cc}

Le cliché ne doit y séjourner qu'une minute au plus; s'il est voilé on prolonge un peu l'action. On fait ensuite agir le bain de bichlorure suivi du bain ammoniacal.

CHLORURE (*Proto*) DE FER. — **FE.** $FeCl$. — **E.** 63,5. — **FA.** $FeCl^2 + 4aq$. — **PM.** 199. — **D.** 1,93. — **Syn.** Chlorure ferreux.

Sol. 140 °/₀ dans l'eau froide; très soluble dans l'eau bouillante; soluble dans l'alcool.

P. Cristallise en tables hexagonales verdâtres, inodores, saveur métal-

lique astringente; se transforme par la chaleur, en présence de l'air, en chlorure ferrique et oxychlorure vert.

UP. Bains de développement; procédés aux poudres.

PL. Attaquer la tournure de fer par l'acide chlorhydrique; chauffer doucement jusqu'à ce que le dégagement d'hydrogène cesse; évaporer au quart; filtrer et laisser cristalliser. Il est bon de laver les cristaux avec un peu d'eau distillée, pour enlever les traces d'eau mère.

ME. Le bain de développement comprend 15^{cc} de solution de protochlorure de fer à 30 % et 85^{cc} de solution saturée d'oxalate de potasse; donne des clichés très brillants.

CHLORURE DE LITHIUM. — **F.** $LiCl + 2aq$. — **E.** 51. — **PM.** 78. — **D.** 2,04. — **Syn.** Chlorure de lithine.

Sol. 82 % dans l'eau froide; 146 % dans l'eau chaude; soluble dans l'alcool et l'éther.

P. Cristallise en octaèdres réguliers, déliquescent, réaction acide; fond au rouge sombre et devient alcalin.

UP. Fabrication des papiers aristotypes et au collodiochlorure.

PL. Les sulfates de lithium provenant du traitement de la *lépidolithe* sont précipités par le chlorure de baryum. La liqueur filtrée est précipitée par la chaux pour enlever la magnésie; l'excès de chaux est précipité par l'oxalate d'ammonium. On calcine pour chasser l'ammoniaque et l'on dissout dans l'alcool éthéré, qui ne prend que le chlorure de lithium; on fait cristalliser.

ME. Employé dans la fabrication des papiers au collodiochlorure dont la formule est la suivante : on dissout à chaud 1^{gr},5 de chlorure de lithium dans 50^{cc} d'alcool, et l'on ajoute 1^{gr},5 d'acide nitrique. Cette solution est versée dans 500^{cc} de collodion normal à 4 %. On prépare d'autre part la solution suivante : 14^{gr} d'azotate d'argent dans 6^{cc} d'eau auxquels on ajoute 150^{cc} d'alcool et l'on chauffe jusqu'à solution complète. On verse peu à peu la liqueur d'argent dans le collodion; on émulsionne par agitation et l'on ajoute 6^{gr} de glycérine. L'émulsion est ensuite étendue sur papier encollé.

CHLORURE DE MAGNÉSIUM. — **FE.** $MgCl$. — **E.** 47,5. — **FA.** $MgCl^2 + 6aq$. — **PM.** 203. — **D.** 1,56.

Sol. 160 % dans l'eau froide, 370 % dans l'eau bouillante; 50 % dans l'alcool concentré, 500 % dans l'alcool bouillant.

P. Cristaux blancs en aiguilles, très déliquescents; incolore, saveur

amère. Fond à 119°, forme des chlorures doubles avec les chlorures alcalins. Dissout les sels haloïdes d'argent.

UP. Employé dans les émulsions au gélatinochlorure. Proposé pour le fixage.

PI. Se forme à l'état anhydre par l'action du chlore sur la magnésie au rouge vif; s'extrait des eaux mères des marais salants; se forme par l'action de l'acide chlorhydrique sur la magnésie ou le carbonate.

ME. On a proposé pour le fixage des positives sur papier le bain suivant :

Chlorure de magnésium	150gr
Alun	20gr
Eau	1000cc

Ce bain ronge moins les épreuves et n'exige que des lavages très courts.

CHLORURE DOUBLE D'OR ET DE POTASSIUM. — **FE.** Au^2Cl^4K. — **E.** 377,9. — **FA.** $AuCl^4K + 3aq$. — **PA.** 413. — **Syn.** Chloraurate de potassium.

P. Cristaux jaunes, déliquescents, prismatiques; perdent leur eau de cristallisation à 100° et se décomposent.

UP. Bains de virage.

PL. Dissoudre 1gr d'or dans un minimum d'eau régale et évaporer doucement; ajouter peu à peu 20cc d'eau distillée, contenant 0gr,51 de bicarbonate de potasse, il se dégage de l'acide carbonique en grande quantité. Évaporer à sec.

O. 1gr de chlorure double d'or et de potassium contient exactement 0gr,475 d'or pur, tandis qu'un gramme de chlorure d'or simple contient 0gr,648 de métal précieux.

ME. *Voir* le mot Virage.

CHLORURE DOUBLE D'OR ET DE SODIUM. — **FE.** Au^2Cl^4Na. — **E.** 361,4. — **FA.** $AuCl^4Na + 2aq$. — **PA.** 397. — **Syn.** Chloraurate de sodium.

Sol. Très soluble dans l'eau et l'alcool.

P. Cristallise en prismes allongés jaune foncé, qui se conservent bien dans l'air sec, sont déliquescents.

UP. Bains de virage.

PL. Dissoudre l'or dans 10 fois son poids d'eau régale à chaud; étendre largement d'eau et filtrer sur un tampon de papier buvard. Précipiter l'or

à l'aide d'une solution saturée de sulfate de fer jusqu'à ce que le précipité soit permanent. Décanter et laver le précipité qui est de l'or pur. Ajouter 3gr de chlorure de sodium par gramme d'or, dissoudre dans l'eau régale et évaporer à siccité.

O. 1gr de chlorure double d'or et de sodium contient exactement 0gr,499 d'or pur.

ME. *Voir* le mot Virage.

CHLORURE D'OR. — **FE.** Au^2Cl^3. — **E.** 302,7. — **FA.** $AuCl^3$. — **PM.** 303. — **Syn.** Perchlorure, trichlorure d'or; or brun.

Sol. Soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther.

P. Masse amorphe jaune brun, déliquescente, tache le papier et les mains en violet; réaction acide. La plupart des métaux et des sels métalliques réduisent l'or en poudre brune; les matières organiques en violet; la chaleur et la lumière le décomposent. Le chlorure d'or (AuCl) n'est pas employé en Photographie à cause de son instabilité.

UP. Virages.

PL. Se prépare en dissolvant à chaud l'or dans l'eau régale. Le chlorure acide, obtenu par cristallisation dans l'eau régale, retient toujours un équivalent d'acide chlorhydrique et a une couleur jaune. Si on chasse l'excès d'acide par la chaleur, on a le chlorure neutre de couleur brune

R. Le sulfate de fer précipite l'or sous forme de poudre brune; avec le chlorure stanneux, précipité rouge (pourpre de Cassius).

O. Le chlorure simple est toujours acide, aussi préfère-t-on les chlorures doubles qui sont neutres. Les solutions contenant de l'or ne doivent jamais être filtrées sur le papier qui les décompose, mais sur du verre filé ou de l'amiante.

Le Tableau suivant donne les quantités correspondantes des divers chlorures d'or employés en Photographie.

	Chlorures		
Or.	simple.	d'or et de potassium.	d'or et de sodium.
gr	gr	gr	gr
1	1,5420	2,1048	2,0229
0,6485	1	1,3645	1,3119
0,4751	0,7326	1	0,9611
0,4943	0,7623	1,0405	1

CHLORURE DE PALLADIUM. — **F.** $PdCl^2 + 2aq$. — **E.** 124,2. — **PM.** 213. — **Syn.** Chlorure palladeux.

Sol. Soluble dans l'eau et l'alcool.

P. Masse saline d'un brun foncé, déliquescent à l'air.

UP. Employé comme virage donne des tons sépia.

PL. Dissoudre à chaud le palladium dans une eau régale contenant un excès d'acide chlorhydrique, puis évaporer à siccité.

ME. Pour faire des épreuves imitant les sépias, on sale du beau papier dans le bain suivant :

Chlorure d'ammonium	$6^{gr},5$
Gélatine	$2^{gr},0$
Eau	1000^{cc}

On sensibilise dans un bain d'argent à 15 % additionné de 2 à 3 % de citrate d'ammoniaque : on tire très vigoureux, on lave à l'eau salée (2 %) puis on vire dans un bain à 1 % de chlorure de palladium; on fixe dans un bain d'hyposulfite rendu alcalin par l'ammoniaque.

CHLORURE DE POTASSIUM. — **FE.** et **FA.** KCl. — **E.** 74,64. — **PM.** 74,58. — **D.** 1,94. — **Syn.** Sel digestif, sel de Sylvius.

Sol. 29,2 % dans l'eau froide, 57 % dans l'eau chaude; peu soluble dans l'alcool.

P. Cubes ou prismes rectangulaires anhydres, incolores, saveur salée et amère; inaltérable à l'air. Décrépite sur les charbons ardents. Produit en se dissolvant dans l'eau un abaissement de température assez considérable. Entre en fusion au rouge sombre, se volatilise ensuite.

UP. Émulsions au gélatinochlorure, papiers sensibilisés, préparation de sels doubles; employé comme retardateur.

EN. Se trouve en cristaux cubiques (*sylvine*) autour des fumeroles du Vésuve : s'extrait aussi des eaux mères des marais salants. Il existe de nombreux gisements de chlorure potassico-magnésien; le plus considérable est à Strassfurt, en Prusse.

CHLORURE DE SODIUM. — **F.** NaCl. — **E.** 58,5. — **PM.** 58,5. — **D.** 2,16. — **Syn.** Sel marin, sel gemme.

Sol. 35 % dans l'eau froide, 39,6 % dans l'eau bouillante; insoluble dans l'alcool absolu; 20 % dans la glycérine.

P. Cristaux cubiques s'accolant pour former des sortes de pyramides creuses, quadrangulaires, nommées *trémies*. — Incolore, transparent, saveur salée et caractéristique. Corps très répandu dans la nature; fond au rouge, se volatilise au blanc : un mélange de sel et de neige forme un très

bon réfrigérant (— 21°), la meilleure proportion est de 32 parties de sel et 110 de neige.

UP. Préparation du papier albuminé; bains pour prévenir les ampoules dans le procédé au gélatinobromure : précipitation de l'argent dans ses divers bains; émulsions au gélatinochlorure. Bain préparatoire de virage des papiers albuminés.

PL. Se trouve à l'état naturel soit en masses cristallines, *sel gemme,* soit en dissolution dans les eaux de la mer, *sel marin.* Le premier est généralement très pur, le second contient des chlorures de magnésium et des iodures; on le purifie par des cristallisations successives.

R. Le chlorure de sodium pur ne doit pas donner de précipité avec l'oxalate de potasse (absence de chaux), ni avec le chlorure d'ammonium et le phosphate de soude (absence de magnésie). Le nitrate de baryte sert à constater la présence des sulfates.

CHLORURE D'URANIUM. — **FE.** UCl. — **E.** 95,5. — **FA.** U^2Cl^2. — **PM.** 310. — **Syn.** Chlorure uranique, chlorure d'uranyle.

Sol. Très soluble dans l'eau et l'alcool.

P. Se présente sous la forme de plaques déliquescentes d'une couleur jaune verdâtre, donnant une solution vert émeraude; réducteur énergique pour les sels d'or et d'argent lorsque, sous l'influence de la lumière, il se transforme en chlorure uraneux.

UP. Employé en petite quantité dans les bains de virage mêlé avec l'or; base d'un procédé au platine.

PL. Se prépare en dissolvant l'oxyde d'urane dans l'acide chlorhydrique.

O. Les bains de virage contenant du chlorure d'urane doivent être franchement alcalins. Sous l'influence de la lumière le chlorure uranique se réduit à l'état de chlorure uraneux. Du papier sensibilisé avec ce sel mélangé au chloroplatinite de potasse et exposé sous un cliché est développé dans un bain chaud d'oxalate de potasse; il donne une image composée de platine et d'uranium.

CHONDRINE. — Partie constituante de la gélatine (*voir* ce mot).

CHROMATES (*Caractères des*). — **CG.** Les chromates neutres sont généralement insolubles; les bichromates, au contraire, très solubles. L'alcool et l'acide sulfureux ramènent l'acide chromique dans les sels à l'état de sesquioxyde vert; les chromates sont généralement jaunes, les bichromates rouge orangé.

R. 1° Avec l'*acide chlorhydrique* les chromates tournent au rouge, puis au brun, enfin au vert.

2° Avec l'*alcool* à chaud, ils verdissent.

3° Avec le *chlorure de baryum,* donnent un précipité blanc jaune.

4° Avec l'*azotate d'argent,* un précipité rouge pourpre.

5° Avec l'*azotate de mercure,* un précipité rouge brique.

P. Se préparent en général en saturant l'acide chromique par l'oxyde et le carbonate du métal voulu.

O. Les chromates alcalins, acidifiés avec l'acide acétique, donnent lieu aux réactions suivantes :

	Précipités.
Avec les sels d'argent	Rouge brun.
» de baryum	Jaune pâle.
» de plomb	Jaune.
» de mercure	Rouge.
» d'uranium	Brun jaune tournant au rouge par l'addition de potasse.

CHROMATE DE POTASSE. — **FE.** KO, CrO^3. — **E.** 97,39. — **FA.** K^2CrO^4. — **PM.** 194,4. — **D.** 2,64. — **Syn.** Chromate jaune.

Sol. 50 % dans l'eau froide; 60 % dans l'eau chaude; insoluble dans l'alcool et l'éther.

P. Cristaux anhydres prismatiques jaune citron; saveur désagréable, réaction alcaline; fond difficilement, même à haute température. Sel vénéneux, même à faible dose; contrepoison l'alcool; grand pouvoir colorant.

UR. Retouche des clichés, forme une couche jaune inactinique. Indicateur pour le titrage des bains d'argent.

PL. Saturer par le carbonate de potasse une solution bouillante de 30^{gr} de bichromate de potasse dans 100^{cc} d'eau.

CHROMATE ROUGE. — Synonyme de bichromate de potasse (*voir* ce mot).

CHROME. — **FE.** et **FA.** Cr. — **E.** 26,3. — **PA.** 52,4. — **D.** 6,0.

P. Métal d'un gris blanc, non magnétique; très dur, il raye le verre; inoxydable à l'air à la température ordinaire; il se décompose en vapeur et se convertit en oxyde de chrome au rouge sombre; peu attaqué par les acides à froid, se dissout facilement dans les alcalis en formant des chromates. Les sels de chrome sont vénéneux; la chaux ou la magnésie dissoutes dans du lait en sont l'antidote.

UP. Préparation des sels de chrome.

PL. Se prépare en réduisant dans un moufle l'oxyde de chrome par le charbon et le sucre en poudre.

CHROMIQUE (*Acide*). — **F.** CrO^3. — **E.** 50,3. — **PM.** 100. — **D.** 5,07. — **Syn.** Anhydride chromique.

Sol. Soluble dans l'eau, très soluble dans l'acide sulfurique.

P. Cristaux en aiguilles d'un beau rouge cramoisi; inodore, saveur aigre et légèrement styptique. Fond à 300°, puis se décompose en oxygène et oxyde vert de chrome. Se combine avec l'alcool concentré avec un dégagement de chaleur assez grand pour l'enflammer. Corrosif énergique pour les tissus animaux et les matières organiques.

UP. Préparation des chromates; détachement des couches pelliculées.

PL. S'obtient facilement en traitant une solution concentrée de bichromate de potasse par l'acide sulfurique. A 1 vol. de solution de bichromate, on ajoute de 1 à 1,5 vol. d'acide sulfurique concentré et pur; on verse par petites portions : le mélange s'échauffe fortement et par refroidissement, il laisse déposer des aiguilles rouges d'acide chromique.

CHRYSANILINE. — **FA.** $C^{20}H^{17}AzH^3$. — **PA.** 274. — **Syn.** Jaune d'aniline.

Sol. Peu soluble dans l'eau, très soluble dans l'alcool.

P. Base puissante tirée de l'aniline, d'un pouvoir tinctorial jaune très marqué; s'unit facilement à tous les acides et forme un excellent réactif pour l'acide azotique, le nitrate de chrysaniline étant insoluble.

UP. Employé dans les procédés isochromatiques; accélérateur.

PI. S'extrait des eaux mères acides des cristaux de fuchsine : on les traite par le salpêtre qui donne un précipité de nitrate de chrysaniline insoluble, qu'on traite ensuite par la soude ou la potasse.

O. La chrysaniline rend les plaques très sensibles pour le vert et diminue l'effet du bleu, du violet et de l'ultra-violet.

ME. Une solution au $\frac{1}{2000}$ de chrysaniline forme un bain accélérateur; on trempe la plaque dans ce bain avant développement.

CHRYSOÏDINE. — **FA.** C^6H^5Az. — **PM.** 91. — **Syn.** Métadiamidoazobenzol.

Sol. Peu soluble dans l'eau, même bouillante; très soluble dans l'alcool, l'éther et la benzine.

P. Aiguilles jaunes donnant des solutions alcooliques d'un beau rouge pourpré. Fusible à 117°.

UP. Sert à teinter en rouge antiphotogénique des papiers ou des vernis pour les verres de laboratoire.

PI. Mélanger une solution à 1 % d'un sel de diazobenzol avec une solution à 10 % de métaphénylènediamine. Il se forme un précipité rouge-sang qu'on reprend par l'eau bouillante, on précipite par l'ammoniaque et on purifie par cristallisation dans l'ammoniaque.

ME. On fait un excellent vernis rouge en mélangeant 2 % de chrysoïdine à un bon vernis négatif.

CIRE BLANCHE. — **D.** 0,962. — **Syn.** Cire vierge.

Sol. Insoluble dans l'eau; soluble dans l'alcool, les huiles et les essences.

P. Couleur jaunâtre ou blanche, odeur de miel; on la blanchit par exposition à l'air. La cire jaune fond à 64°, la cire blanche à 69°. Elle est formée de la réunion de deux principes : l'acide *cérotique* et la *myrricine*. Il existe un assez grand nombre de cires végétales ou animales; celle des abeilles est seule employée en Photographie.

UP. Sert à rendre transparents certains papiers (papier ciré) — fabrication de l'encaustique, — à enduire les glaces sur lesquelles on veut transporter temporairement des préparations gélatinées : émaillage de l'aristotype.

PI. S'extrait des gâteaux de miel des abeilles : on fond la cire dans l'eau bouillante pour enlever les dernières traces de matières sucrées, puis on blanchit en l'exposant en minces copeaux à l'influence de l'air extérieur.

R. On reconnaît les falsifications de la cire soit par des résines, soit toute autre matière solide en dissolvant dans la benzine : la solution doit être claire et sans aucun résidu.

ME. Encaustique pour préparer les glaces d'émaillage (*céroléine*).

Cire blanche	10^{gr}
Résine	20^{gr}
Térébenthine	100^{cc}

CITRATES (*Caractères des*). — **CG.** Les citrates alcalins sont très solubles dans l'eau, ceux de baryte, strontiane et chaux le sont moins; ils sont insolubles dans l'alcool. Les citrates de soude et de potasse se trouvent dans nombre de végétaux. On distingue les citrates des tartrates en ce que les premiers ne réduisent pas, même à l'ébullition, le permanganate de potasse, tandis que les seconds le décolorent très vite.

R. Les sels solides fortement chauffés (230°) noircissent en répandant des fumées irritantes d'acétone.

Les sels solubles donnent les réactions suivantes :

1° Avec du *chlorure de calcium* ou de l'*eau de chaux,* précipité blanc, lorsqu'on porte à l'ébullition : si la liqueur contient de l'ammoniaque, il n'y a pas de précipité.

2° Avec le *nitrate d'argent,* précipité floconneux blanc, ne noircissant pas à l'ébullition.

3° Avec l'*acétate de plomb*, précipité blanc soluble dans l'ammoniaque.

4° Si on verse de l'acide sulfurique sur un cristal de citrate, il se dégage de l'acide carbonique; en ajoutant un peu de peroxyde de manganèse, on produit de l'acétone reconnaissable à son odeur.

O. Tous les citrates sontdes retardateurs en Photographie.

P. Se préparent par double décomposition ou en attaquant le carbonate du métal par l'acide citrique.

CITRATE D'AMMONIAQUE. — **FE.** $2AzH^4O, C^{12}H^5O^{11}$. — **E.** 243. — **FA.** $C^6H^6(AzH^4)^2O^7$. — **P.** 226. — **Syn.** Citrate d'ammonium.

Sol. Soluble dans l'eau et l'alcool.

P. Sel déliquescent, blanc, inodore, saveur acidulée.

UP. Employé comme retardateur, — développement des gélatinochlorures.

PL. Neutraliser une solution d'acide citrique par l'ammoniaque ou attaquer le carbonate d'ammoniaque par l'acide citrique.

O. Le citrate d'ammoniaque se présente sous trois formes, caractérisées par un, deux ou trois équivalents d'ammoniaque : le second seul est employé en photographie.

CITRATE AMMONIACAL DE FER. — **FA.** $Fe^2(AzH^4)^2(C^6H^5O^7)^5$. — **PM.** 293. — **Syn.** Ammoniocitrate de fer.

Sol. Très soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool.

P. Se présente sous la forme d'écailles minces, presque transparentes, d'un rouge brun, assez déliquescentes.

UP. Employé pour les tirages en bleu (cyanofer, *voir* ce mot).

P. Faire bouillir de la limaille de fer avec de l'acide citrique en solution concentrée, filtrer et laisser refroidir : faire passer dans la liqueur concentrée du gaz ammoniac, puis évaporer en couches minces.

O. Sous l'influence de la lumière et en contact avec des matières orga-

niques le sel ferrique se transforme en sel ferreux et devient sensible à l'action du ferrocyanure. A été essayé comme succédané du sulfate ferreux dans le développement, mais ne donne pas de bons résultats. Ajouté en très petite dose au révélateur au pyrogallol il donne une teinte bleuâtre au cliché.

ME. Pour faire des photocalques en blanc sur fond bleu ou des positives bleues on prépare :

I.	Citrate de fer ammoniacal	37gr
	Eau filtrée	100cc
II.	Prussiate rouge	23gr
	Eau filtrée	100cc

Mêler au moment de l'emploi, étendre sur le papier, laisser sécher ; se développe, après exposition au châssis, avec de l'eau froide.

CITRATE DE POTASSIUM. — **FE.** $3KO, C^{12}H^5O^{11}$. — **E.** 306,3. — **FA.** $C^6H^5O^7K^3 + aq.$ — **PM.** 307,3.

Sol. Très soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool.

P. Cristaux étoilés déliquescents, blancs, inodores, saveur citrique.

UP. Employé comme retardateur. Développement des positives sur verre. Sert de conservateur pour les papiers albuminés sensibilisés.

PL. Traiter une solution de carbonate de potasse par l'acide citrique et évaporer.

O. Le citrate de potasse retarde la maturation des émulsions au gélatinobromure.

ME. Voici une formule pour développement des plaques au gélatinochlorure ; donne des tons violets très doux et excellents pour projections :

A.	Oxalate neutre de potassium	50gr
	Citrate de potassium	6gr
	Bromure de potassium	0gr,5
	Eau distillée chaude	500cc
B.	Sulfate de fer	150gr
	Acide citrique	4gr
	Eau distillée chaude	1000cc

Prendre 10 parties de A et 1 de B.

CITRATE DE SODIUM. — **FE.** $3NaO, C^{12}H^5O^{11}$, 11 aq. — **E.** 357. — **FA.** $C^6H^5O^7Na^3 + 11 aq.$ — **PM.** 467.

Sol. 28 % dans l'eau froide ; 204 % dans l'eau chaude ; 45 % dans l'alcool ; insoluble dans l'éther.

P. Se présente sous forme de gros prismes incolores, sans odeur, saveur acide; perd son eau de cristallisation à 100°.

UP. Employé dans l'encollage des papiers sensibles pour assurer leur conservation. Développement des positives au gélatinochlorure.

PL. Attaquer le carbonate de soude par l'acide citrique.

O. Le citrate est un retardateur dans les développements alcalins.

ME. On emploie ce sel dans l'encollage à l'arrow-root (*voir* ce mot). Abney a donné la formule suivante :

Citrate de sodium	10 gr
Gélatine	1
Chlorure de sodium	2
Chlorure d'ammonium	6
Eau	480 cc

CITRATE D'URANE. — **FE.** $U^2O^3, C^{12}H^6O^{11}$, 2aq. — **E.** 447. — **FA.** $C^6H^5O^7U^3$. — **PA.** 587.

Sol. Soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool.

P. Sel jaunâtre, inodore, goût amer.

UP. Peu employé, mais signalé pour son pouvoir photogénique.

P. Se prépare en dissolvant le carbonate dans l'acide citrique.

ME. Si l'on dissout de l'uranate d'ammoniaque dans l'acide citrique et qu'on ajoute du chlorure d'or et un peu d'amidon, on forme une couche très impressionnable à la lumière; elle peut servir à faire des positives par contact, qu'il suffit de laver à l'eau pour les fixer (Liesegang).

CITRIQUE (*Acide*). — **FE.** $C^{12}O^8H^{14}$. — **E.** 150. — **FA.** $C^6H^8O^7$. — **PM.** 192. — **D.** 1,55.

Sol. 133 % dans l'eau froide; 200 % dans l'eau chaude; soluble dans l'alcool et l'éther.

P. Cristaux blancs en prismes à base rhombe, saveur acide agréable. Fond à 100° et se décompose à 165° en vapeurs blanches contenant de l'acétone. La solution d'acide citrique se couvre peu à peu de moisissures, et il se forme de l'acide acétique; il est décomposé par les corps oxydants en acide carbonique et acétone. Il réduit le chlorure d'or.

UP. Est un retardateur dans le développement alcalin. Sert à aciduler les bains d'argent; à assurer la conservation des papiers sensibilisés. Conservateur de l'acide pyrogallique. Développateur. Enlève le voile jaune.

PI. S'extrait du jus de citron qu'on laisse fermenter, puis qu'on sature par

la craie : le citrate de chaux est à son tour décomposé par l'acide sulfurique dilué. L'acide citrique se trouve dans les cerises, les groseilles, les oranges, en général dans les fruits acides.

R. L'acide citrique du commerce est souvent falsifié, on reconnaît la présence de l'acide sulfurique par le chlorure de baryum. L'acide tartrique se décèle de la façon suivante : à une solution concentrée de l'acide on ajoute un excès de soude caustique et assez de solution de permanganate de potasse pour colorer le liquide en rose clair : si l'acide contient de l'acide tartrique, la liqueur brunit à l'ébullition, sinon elle reste rose.

O. Dans les formules où l'on emploie l'acide acétique cristallisable, on peut le remplacer par l'acide citrique, 1^{gr} de ce dernier pour 20^{gr} du premier.

ME. Révélateur à l'acide citrique pour gélatinobromure :

A. Acide citrique	25^{gr}
Ammoniaque	$1^{gr},6$
Eau	700^{cc}
B. Sulfate de fer	35^{gr}
Eau	100^{cc}
C. Chlorure de sodium	4^{gr}
Eau	100^{cc}

Employer 15 parties de A, 5 de B et 1 de C.

Cl. — Symbole du chlore (*voir* ce mot).

Co. — Symbole du cobalt. **E.** 29,5. — **PA.** 59. Métal non employé à l'état simple.

COLCOTHAR. — **F.** Fe^2O^3. — **PM.** 160. — **D.** 5,3. — **Syn.** Sesquioxyde, peroxyde de fer, oxyde ferrique. Rouge d'Angleterre.

Sol. Insoluble dans l'eau ; soluble dans les acides.

P. Poussière rougeâtre anhydre : après calcination, le colcothar est peu soluble dans les acides.

UP. Polissage des glaces, des lentilles, du plaqué d'argent.

Voir aussi rouge d'Angleterre.

COLLE *pour positives.* — Il y a de nombreuses formules de colle pour les positives ; en voici une qui réussit très bien.

1° Eau filtrée	1^{lit}
Amidon	50^{gr}
Alun en poudre	1^{gr}
Gélatine blanche	10^{gr}

Délayez l'amidon en pâte épaisse avec un peu d'eau froide, dissolvez dans le reste de l'eau bouillante la gélatine et l'alun, ajoutez peu à peu dans la bouillie d'amidon et laissez refroidir. Au besoin passez à la mousseline.

2° On peut aussi employer une solution de gélatine, dans laquelle on met 1^{gr} de sulfate de quinine pour 100^{cc} de solution. Le sel de quinine est destiné à empêcher la gélatine de se putréfier.

3° La colle suivante a été formulée par le *Wilson's Photographic Magazine :*

Eau	1000^{cc}
Gélatine	25^{gr}
Arrow-root	125^{gr}
Alcool	60^{cc}
Acide phénique	12 gouttes

O. On doit éviter, dans les encollages des positives, l'emploi de colles aigries, qui formeraient avec l'argent des sels organiques, causes de taches blanc jaunâtre.

COLLE DE POISSON. — **FA.** $C^6H^{10}Az^2O^2$. — **PM.** 142. — **Syn.** Ichtyocolle.

Sol. Soluble dans l'eau chaude, insoluble dans l'alcool.

P. Plaques blanchâtres, translucides, à reflets nacrés, très tenaces; inodore, saveur fade; renferme de 86 à 90 % de gélatine. Cette colle peut convertir en gelée de 40 à 50 fois son poids d'eau; elle a plus d'adhérence au verre et aux pierres lithographiques que la gélatine ordinaire et par suite est souvent conseillée comme substratum en couche mince. Sert à préparer le taffetas d'Angleterre.

UP. Encollage des papiers, substratum pour couches gélatinées, collage des épreuves.

PI. Se retire, par cuisson, de la vessie natatoire de certains poissons, plus particulièrement de l'esturgeon du Volga. Se présente souvent sous la forme de longues bandes, de couleur blonde, roulées; ce sont là les intestins de la morue, qui fournissent une colle inférieure, souvent saturée de sel.

O. Est souvent falsifié par des gélatines tendres; les plaques carrées marquées d'un réseau, vendues sous le nom de *colle de poisson,* ne sont que de la gélatine (*voir* grenetine). La colle de poisson est beaucoup plus longue à gonfler dans l'eau que la gélatine, mais, par contre, elle se dissout à plus basse température.

COLLODION NORMAL. — On appelle ainsi une dissolution de pyroxyline dans un mélange d'alcool et d'éther. Les proportions d'éther et d'alcool sont

très variables; on prend en général 2 du premier pour 1 du second : la quantité de coton poudre est d'au moins 2 %.

P. Le collodion est un liquide sirupeux, incolore, légèrement opalescent. Un collodion contenant trop d'éther sèche trop rapidement : l'alcool doit être concentré, un collodion trop chargé d'eau donne des couches criblées de trous. En flacon bien bouché, le collodion se conserve longtemps.

UP. Sert à l'émaillage, ou à préparer, en le chargeant d'iodures et de bromures, le liquide improprement appelé *collodion sensibilisé*.

PL. La formule la plus employée est la suivante : alcool 250^{cc}, éther 500^{cc}, coton poudre 20^{gr}. On met le coton poudre dans l'alcool après avoir eu soin d'écarter les fibres et on le laisse bien s'imbiber, puis on ajoute peu à peu l'éther en agitant chaque fois.

On conseille d'augmenter la dose d'alcool en été pour empêcher le collodion de faire prise trop vite. L'emploi du collodion a été indiqué pour la première fois par G. Le Gray (1849).

COLLODION SENSIBILISÉ. — On appelle ainsi le collodion normal mêlé d'iodures et bromures alcalins, lesquels, lorsque le collodion aura été étendu sur plaque de verre et se sera solidifié par l'évaporation des dissolvants, se transforment par double décomposition en iodures et bromures sensibles d'argent par le passage dans un bain de nitrate d'argent.

La question des sels sensibilisateurs à employer a donné lieu à de nombreuses recherches.

Les sels de cadmium rendent le collodion plus stable, mais aussi plus épais. L'iodure de potassium rougit vite le collodion; les sels de sodium empêchent sa stabilité; les iodures de strontium et de lithium donnent des images plus fines, les sels de calcium des images dures : les sels d'aluminium assurent mieux l'adhérence. Le collodion coloré en rouge par l'iode est décoloré à l'aide de cadmium en lames.

ME. Le collodion sensibilisé a été formulé de façons extrêmement variées; la formule la plus connue est la suivante :

Alcool	50^{cc}
Éther	50^{cc}
Coton poudre	1^{gr}
Iodure de cadmium	$0^{gr},50$
Iodure d'ammonium	$0^{gr},50$
Bromure de cadmium	$0^{gr},25$

O. Un bon collodion sensibilisé doit avoir une légère teinte ambrée; s'il est incolore, on ajoute quelques parcelles d'iode. Le collodion perd peu à peu ses qualités, il rougit et ne donne plus que des images faibles; les produits

de la décomposition sont très complexes (*voir* sensibilisation du collodion).

On donne de la rapidité au collodion en y ajoutant de l'acétate de plomb ou de soude. L'azotate d'urane améliore les vieux collodions; la glycérine empêche le collodion humide de sécher trop vite : il en est de même du sucre, miel, glucose, etc. (collodions préservés).

COLLODION RICINÉ. — **P.** Liquide incolore, visqueux, se desséchant lentement, mais donnant des pellicules solides.

UP. Employé pour l'émaillage, le doublage de couches gélatinées qu'on décolle ensuite du verre (clichés pelliculaires).

P. Se prépare en ajoutant 3 ou 4 parties d'huile de ricin à 100 parties de collodion normal.

COLOPHANE. — **Syn.** Brai sec, arcanson. — **P.** Résine jaunâtre translucide donnant une poudre jaune pâle : odeur de pin, saveur un peu amère; soluble dans les essences et l'alcool. Brûle avec une flamme fuligineuse.

UP. Vernis, mastics; formation du grain sur les planches de photogravure.

PI. Matière résineuse sèche, résidu de la distillation de la térébenthine. La colophane, brassée avec de l'eau quand elle est encore fluide, donne la *poix résine*.

ME. On fait un bon mastic pour luter les cuvettes de bois ou de porcelaine avec :

Colophane	4^{gr}
Cire jaune	1
Colcothar	1

COPAL. — **D.** 1.045 — **Syn.** Résine animée.

Sol. Insoluble dans l'eau, peu dans l'alcool, mais si l'on ajoute un peu de camphre la dissolution se fait plus aisément. Très soluble dans le chloroforme et l'éther.

P. Se présente sous la forme de morceaux amorphes ou de larmes transparentes et opaques d'un jaune foncé : on utilise surtout les larmes en photographie. Cassure vitreuse, inodore, insipide. Le copal amorphe fond à très haute température, les larmes à 100°; celles-ci, insolubles dans l'alcool, sont très solubles dans la térébenthine.

UP. Employé pour les vernis.

EN. Le copal est une résine tirée de certaines légumineuses, genre *Hymenæa*, qui croissent à Madagascar, en Chine, en Afrique et en Amérique. On

en distingue deux sortes : le copal dur, amorphe, extrait de l'*H. verrucosa;* le copal tendre appelé aussi *courbaril*, extrait de l'*H. courbaril.*

ME. Le copal dissous dans la térébenthine donne le vernis copal.

CORALLINE ROUGE. — Matière colorante employée dans les procédés orthochromatiques. (*Voir* péonine.)

COTON POUDRE. — **FE.** $C^{48}H^{20}O^{20}(AzO^5, HO)^8$ [1]. — **E.** 972. — **FA.** $C^{48}H^{20}O^{20}(AzO^5HO)^8$. — **PM.** 1008. — **Syn.** Pyroxyle, pyroxyline, xyloïdine, cellulose octonitrique, cellulose nitrée.

Sol. Insoluble dans l'eau, l'éther et l'alcool; soluble dans l'alcool éthéré, dans l'acétone, l'acide acétique, l'acétate d'amyle.

P. Aspect du coton, mais plus rude au toucher, ou poudre blanc jaunâtre amorphe suivant sa nitratation et son mode de fabrication; s'enflamme à 120° et brûle sans laisser de résidus.

UP. Fabrication des collodions ou des émulsions au collodion; préparation du celluloïde. Mèches et papier Bengale, pour éclair magnésique.

PL. Faire bouillir le coton dans une solution de 2 % de soude caustique afin de le dégraisser et dissoudre les résines végétales : la masse brunit. On lave à l'eau froide à plusieurs reprises, on exprime bien et on introduit dans un mélange de 16cc d'acide sulfurique, 10gr de salpêtre et 1gr d'eau par gramme de coton employé. Maintenir la température au moment de l'immersion à 60°, laisser tremper pendant dix minutes : bien brasser avec une spatule de verre, sans laisser la température dépasser 60°. Après les dix minutes de trempage, rejeter l'acide, laver à grande eau, en écartant les fibres. 2kg de coton donnent 3kg de pyroxyle.

O. Il y a plusieurs variétés de cotons poudres, qui diffèrent entre elles par la quantité d'atomes d'acide azotique qu'elles renferment. Elles se divisent en deux classes : les premières, insolubles dans le mélange d'alcool éthéré, sont de puissants explosifs; les secondes, au contraire, solubles dans l'alcool éthéré ne sont pas explosives et sont seules employées en Photographie. Les premières contiennent de 9 à 12 atomes d'acide azotique, les secondes 7 et 8; on les appelle pour cette raison octonitriques.

Les cotons poudres photographiques se subdivisent en deux classes : 1° Coton à basse température; 2° coton à haute température. Cette classification repose sur la température à laquelle a été faite la nitrification. Dans les premiers le coton n'a pas perdu son aspect fibreux, il est seulement

(1) Nous ne donnons ici que la formule du coton poudre photographique : les autres variétés non solubles dans l'alcool éthéré sont sans emploi en Photographie.

devenu plus rêche, les seconds sont pulvérulents. Les premiers conviennent pour les collodions humides, les seconds sont meilleurs pour les émulsions et les procédés secs. Au reste, le coton dans les collodions passe du premier état au second en vieillissant.

COUPEROSE BLEUE. — Nom commercial du sulfate de cuivre (*voir* ce mot).

COUPEROSE VERTE. — Nom commercial du sulfate ferreux (*voir* ce mot).

Cr. — Symbole du chrome. **E.** 26,5. — **PA.** 52.

CRAIE. — *Voir* carbonate de chaux.

CRÈME DE TARTRE. — *Voir* tartrate (bi) de potasse.

CRISTAUX. — Nom commercial du carbonate de soude impur (*voir* ce mot). Ces cristaux contiennent des sels de potasse et de chaux dont on peut les débarrasser en partie par des cristallisations successives.

CUIVRE. — **F.** Cu. — **E.** 31,75. — **PA.** 63.5. — **D.** 8,92. — **Syn.** Cuivre rouge.

Sol. Insoluble dans l'eau et l'alcool; inaltéré par eux.

P. Métal de couleur rouge; cristallise en cubes. Dureté moyenne, très grande ténacité. En feuilles minces, vert par transparence. Conducteur de la chaleur et de l'électricité; inaltérable à l'air sec; se recouvre à l'air humide d'une patine verte (*vert-de-gris*); attaqué par tous les acides; fond vers 1200°. Déplace l'argent de ses combinaisons.

UP. Sert à extraire l'argent des résidus; plaques pour le tirage des photocollographies et l'héliogravure; plaqué d'argent pour le daguerréotype.

PI. S'extrait des *pyrites cuivreuses* ($CuFeS^2$) ou de la *malachite* (carbonate de cuivre). Les minerais de cuivre sont nombreux et assez abondants.

O. Une solution d'oxyde de cuivre dans l'ammoniaque (eau céleste) est employée pour imperméabiliser le papier ou le carton et faire ainsi des cuvettes, impropres toutefois au fixage à l'hyposulfite ou au cyanure, qui le dissolvent. Écran pour photomicrographie.

CUIVRE (*Caractères des sels de*). — **CG.** Les sels de cuivre sont généralement colorés en bleu ou en vert; ils donnent au chalumeau avec le borax des perles vertes à chaud, bleues à froid.

R. Les sels solubles donnent lieu aux réactions suivantes :

1° Avec l'*hydrogène sulfuré*, précipité noir soluble dans l'acide azotique.

2° Avec l'*ammoniaque* précipité verdâtre, soluble dans un excès de réactif et donnant une liqueur bleue (bleu céleste).

3° Avec le *ferrocyanure de potassium*, précipité rouge brun.

4° Avec la *soude caustique*, précipité bleuâtre noircissant par l'ébullition.

5°Avec la *potasse*, précipité brun.

P. Ils se préparent en général en faisant agir l'acide sur le métal ou sur le carbonate.

CURCUMA. — **FA :** $C^{10}H^{10}O^3$. — **PM.** 178. — **Syn.** Curcumine.

Sol. Soluble dans l'eau, l'alcool et la benzine.

P. Matière colorante jaune, peu solide à l'air et à la lumière, son principe actif est la curcumine qui cristallise en prismes nacrés; celle-ci est peu soluble dans l'eau, mais très soluble dans l'alcool. La formule ci-dessus est celle de la curcumine, la composition du curcuma étant très complexe.

UP. Réactif; procédés orthochromatiques; préservateur dans certains procédés au collodion sec.

PL. S'extrait soit par l'eau, soit par l'alcool, des racines de la *curcuma longa*.

R. La solution est rouge brun, elle se colore en rouge cramoisi avec l'acide chlorhydrique; en brun foncé avec l'ammoniaque.

ME. Préparation du papier de curcuma : réduire la racine en poudre, la laver avec beaucoup d'eau, sécher : reprendre par un mélange d'alcool et d'eau, filtrer et imbiber du papier joseph que l'on fait sécher.

Cy. — Formule abrégée du cyanogène : la formule en équivalents est C^2Az. — **E.** 26; la formule atomique C^2Az^2. — **PM.** 52.

CYANINE. — **FA.** $C^{28}H^{35}Az^2I$. — **PM.** 525. — **Syn.** Bleu de quinoléine.

Sol. Peu soluble dans l'eau froide, soluble dans l'alcool, insoluble dans l'éther.

P. Couleur bleue. Cristaux prismatiques à reflets dorés : soumise à la chaleur, fond en un liquide bleu et se décompose. La couleur de la solution de cyanine disparaît en présence des acides et reparaît avec les alcalis. Les solutions sont décomposées par la lumière et doivent par suite être conservées en flacons bleus ou noirs.

UP. Procédés orthochromatiques, donne de la sensibilité au rouge orangé et diminue la sensibilité pour le bleu. Réactif pour les acides et alcalis.

PI. On traite la quinoline par l'iodure d'amyle : on obtient ainsi un iodure d'amyle-quinoline, qui donne avec les alcalis la cyanine.

O. Diminue la sensibilité générale des plaques d'au moins 10 fois; il est bon d'ajouter un peu d'ammoniaque au bain de cyanine.

CYANURE DE POTASSIUM. — **F.** KCy. — **E.** et **PM.** 65. — **D.** 1,52.

Sol. Très soluble dans l'eau froide; 122 °/₀ dans l'eau chaude; 1,2 °/₀ dans l'alcool concentré; plus soluble dans l'alcool dilué.

P. Odeur spéciale d'amandes amères, saveur âcre et alcaline; cristallise en octaèdres déliquescents; doit être conservé en flacons bouchés. Très vénéneux; sa dissolution se décompose en peu de temps, sous l'action de l'air, en acide prussique et carbonate de potasse. Dissout les sels d'argent.

UP. Agent de fixage pour les procédés au collodion; ne doit pas être employé pour les procédés à la gélatine à cause de son action altérante sur celle-ci.

PI. Se prépare dans l'industrie par l'action de l'azote sur le charbon de bois imprégné de potasse et chauffé au rouge.

O. Le cyanure du commerce est fondu en plaques blanches amorphes.

ME. Les bains de fixage au cyanure sont à la dose de 2 à 3 °/₀ d'eau.

CYANOFER (*papier*). — Ce papier sert à obtenir des dessins en bleu sur fond blanc. La liqueur sensibilisatrice se compose de :

Acide oxalique	5gr
Perchlorure de fer	10gr
Eau ordinaire	100cc

Faire flotter du bon papier collé sur ce bain et après dessiccation tirer au châssis-presse. Tremper dans un bain de prussiate jaune à 15 ou 18 °/₀ d'eau, laver à grande eau et fixer dans un bain de 8 à 10 °/₀ d'acide chlorhydrique : le fond de l'épreuve blanchit et le trait s'accentue, laver et sécher.

CYANOFERRIDE DE POTASSIUM. — Synonyme de ferricyanure de potassium (*voir* ce mot).

CYANOFERRURE DE POTASSIUM. — Synonyme de ferrocyanure de potassium (*voir* ce mot).

D

DAMMAR (*Gomme*). — **Sol.** Insoluble dans l'eau; soluble dans la térébenthine, l'alcool, le chloroforme, la benzine et le pétrole.

P. Masse blanche ou jaune, à cassure brillante, odeur térébenthinée.

UP. Base de la plupart des vernis photographiques; une faible solution de gomme Dammar dans la térébenthine forme un excellent médium pour la retouche.

P. On distingue plusieurs variétés de cette gomme : l'une est tirée du pin d'Amboyne (*Dammara orientalis*), a une couleur faible; la gomme de Bornéo, extraite du *Vaticea robusta* est plus colorée en jaune; la gomme de Rangoon, extraite de l'*Hopea odorata*, se présente en petites lames jaune paille.

ME. La formule du vernis à retouche est :

Gomme Dammar	10^{gr}
Essence de térébenthine	75^{cc}
Benzine	75
Essence de lavande	50

Un très bon vernis hydrofuge se prépare en faisant digérer pendant quinze jours 1 partie de gomme Dammar dans 6 parties d'acétone; on décante et on ajoute 4 parties de collodion, on laisse éclaircir par repos. Ce vernis peut servir à la réparation des cuvettes.

DÉLIQUESCENCE. — On nomme *déliquescence* le phénomène en vertu duquel certains sels très avides d'eau se combinent, par absorption, avec la vapeur d'eau contenue dans l'air et passent peu à peu à l'état liquide : c'est le phénomène inverse de l'efflorescence (*voir* ce mot). Les sels déliquescents peuvent être employés à dessécher un espace confiné; ainsi on prolonge la conservation des papiers albuminés sensibilisés en les renfermant dans un tube de fer-blanc ou une boîte étanche au fond de laquelle on met du chlorure de calcium; celui-ci dessèche rapidement la petite quantité d'air contenue dans le récipient. Il en résulte par contre que le papier devient cassant : aussi est-il utile dans ce cas de le maintenir quelques instants dans un air légèrement humide avant de l'employer.

DEXTRINE. — **FE.** $C^{12}H^{9}O^{9}$, HO. — **E.** 162. — **FA.** $C^{6}H^{10}O^{5}$. — **PM.** 162. — **Syn.** Gomméine, Léiocome.

Sol. Soluble dans l'eau en toute proportion; insoluble dans l'alcool pur et l'éther; soluble dans l'alcool dilué.

P. Poudre amorphe d'un blanc jaunâtre; forme avec l'eau une solution agglutinante. L'acide azotique la transforme en acide oxalique.

UP. Encollages. Mélangée avec de la terre de Sienne a été proposée pour badigeonner le dos des glaces et éviter ainsi le halo. Préservateur dans les procédés au collodion sec.

PI. Se prépare à l'aide de l'amidon ou de la fécule qu'on soumet à une température de 160° à 200°.

PL. Mélanger 1 partie d'amidon, 3 parties d'eau et $\frac{1}{4}$ d'acide sulfurique; maintenir le mélange à 90° jusqu'à ce que l'iode le vire au rouge; neutraliser l'excès d'acide par le nitrate de baryte et filtrer.

R. Se colore en présence de l'iode en rouge vineux, ce qui permet de la distinguer des amidons et fécules qui se colorent en bleu.

DIAMIDOBENZINE. — *Voir* paraphénylèndiamine.

E

EAU. — **FE.** HO. — **E.** 9. — **FA.** H^2O. — **PM.** 18. — **D.** 1. — **Syn.** Protoxyde d'hydrogène.

Sol. Dissolvant de la majorité des corps.

P. Liquide incolore, inodore, sans saveur; bleu lorsqu'il est vu en grandes masses. Bout à 100°.

UP. Dissolvant des réactifs; lavages des plaques après traitement, etc.

O. L'eau doit être absolument pure pour les usages photographiques. L'eau distillée fraîche est la plus communément employée. Les eaux de puits ou de rivière sont généralement souillées par des matières organiques et des sels calcaires : ces derniers donnent des voiles blancs; on débarrasse l'eau de la chaux par l'ébullition. L'eau contient de l'oxygène en dissolution; par suite, il est bon, pour la préparation des bains révélateurs, pyrogallol, hydroquinone, etc., de l'en priver par l'ébullition, sinon les corps réducteurs tournent rapidement au brun, même en flacons bouchés.

L'eau de pluie contient souvent des nitriles et des ammoniaques qui sont nuisibles pour les bains de virage à l'or. L'eau distillée se corrompt facilement lorsqu'elle est conservée trop longtemps et précipite l'argent et les métaux précieux; cette altération est facilement décelée par l'odeur qui se dégage et par le permanganate de potasse qui se décolore. Les eaux de condensation des machines, souvent vendues sous le nom d'*eau distillée,* doivent être rejetées; elles contiennent des sels gras qui décomposent facilement les bains photographiques.

R. On reconnaît que l'eau contient de la chaux en y versant quelques gouttes d'une solution alcoolique de savon : si l'eau est pure le savon se dissout sans trouble, sinon il se forme des grumeaux blanchâtres.

EAU BLANCHE. — Est une solution d'acétate tribasique de plomb et peut être employée après filtrage, qui sépare le sous-sel de plomb.

UP. Renforçage des clichés.

PI. L'eau blanche s'obtient en faisant digérer 7 parties de litharge avec 10 parties d'acétate neutre de plomb dans 30 parties d'eau.

EAU RÉGALE. — **FE.** AzO^5, $HO + 3HCl$. — **E.** 172,5. — **FA.** $AzO^3(HCl)^3$. — **PM.** 172,5.

P. Liquide orangé, émettant des fumées blanches : l'eau régale ne se conserve pas bien et doit être toujours fraîchement préparée; c'est un dissolvant de l'or et du platine.

UP. Préparation des chlorures d'or et de platine.

PL. Mélanger 1 partie en volume d'acide nitrique à 35° Beaumé avec 4 parties d'acide chlorhydrique à 22° Beaumé. Une petite quantité d'azotite de soude ou d'ammonium facilite l'attaque du platine.

EFFLORESCENCE. — On nomme ainsi le phénomène en vertu duquel certains sels abandonnent leur eau de cristallisation dans un air sec ou peu humide. Le cristal se recouvre peu à peu d'une croûte poussiéreuse généralement blanche : tel est le cas du carbonate de soude. Il y a là une véritable dissociation, et le sel effleuri est moins apte à se dissoudre dans l'eau; il devient même quelquefois insoluble à froid. On doit s'opposer par suite à l'efflorescence des sels : on y arrive en les renfermant dans des bocaux bien fermés et en mettant au fond un peu d'eau. L'efflorescence peut amener de véritables décompositions chimiques : ainsi le sulfite de soude, par efflorescence, perd une partie de son activité, et sa solution laisse un dépôt blanchâtre dont il faut la débarrasser par filtration.

ÉMAILLAGE. — On cire d'abord une plaque de verre à l'aide d'un encaustique composé de cire blanche, térébenthine et essence de lavande, (*voir* cire blanche), ou on se contente de la talquer, c'est-à-dire de la frotter en tous sens avec une floche d'ouate trempée dans du talc en poudre; on la collodionne ensuite avec la solution suivante :

Éther	500^{cc}
Alcool	500^{cc}
Pyroxyline	4^{gr}

Bien laisser sécher la couche. Au besoin, pour le portrait, on peut légèrement colorer la solution avec une parcelle de fuchsine.

Dissoudre 100^{gr} de gélatine dans 750^{cc} d'eau à 40°, puis y ajouter 250^{cc} d'eau chaude contenant 1^{gr},5 d'alun de chrome, bien mêler et filtrer; tremper la glace collodionnée dans ce bain, puis l'épreuve, l'image en contact avec le collodion; sortir du bain, enlever l'excédent de gélatine avec une raclette de caoutchouc et bien appuyer sur toute la surface. Les bulles d'air emprisonnées se voient par transparence en donnant des taches nacrées; les chasser en frottant sur le dos de l'épreuve; coller par-dessus deux ou trois épaisseurs de papier et laisser sécher. La dernière couche de papier doit se rabattre sur les bords du verre pour empêcher les décollements. Quand le tout est sec, un coup de canif sur tout le pourtour suffira pour détacher l'épreuve.

ÉMULSION AU COLLODION. — On nomme ainsi un collodion dans lequel on a emprisonné des sels haloïdes d'argent et qu'on a conservé en pellicules sèches prêtes à être redissoutes dans un mélange d'alcool et d'éther. Le principe de la préparation est le suivant : on fait un bon collodion sensibilisé qu'on répand dans une large cuvette où il fait prise; on verse dessus un bain d'argent et on laisse en contact jusqu'à ce que tout l'argent soit précipité dans la masse à l'état d'iodures et de bromures; on lave à plusieurs reprises pour enlever les azotates alcalins formés, puis on met les pellicules dans un préservateur au tanin, café ou thé; on lave à plusieurs eaux, on sèche les pellicules et on les garde à l'abri de la lumière. Ce procédé fort en faveur a été abandonné à l'apparition du gélatinobromure qui s'impressionne plus vite.

ENCAUSTIQUE POUR POSITIVES. — Le passage à l'encaustique des épreuves sur papier a pour but de les rendre brillantes. On se sert pour étendre l'encaustique d'un chiffon de flanelle; passé avant le satinage à chaud, il facilite l'opération et donne un très bel éclat aux épreuves.

Voici une série de formules qui ont été indiquées :

Cire blanche	100^{gr}	7^{gr}	50^{gr}
Térébenthine de Venise	100^{cc}	»	»
Vernis copal	4^{cc}	»	»
Benzine	»	8^{gr}	20^{gr}
Alcool à 98°	»	250^{cc}	»
Chloroforme	»	32^{cc}	»
Huile de lavande	»	»	30^{gr}
Gomme élémi	»	»	1^{gr}

ÉOSINE. — **FA.** $C^{20}Br^4H^8O^2$. — **PM.** 699,8. — **Syn.** Tétrabromofluorescéine. Rose de Bengale.

Sol. 38 % dans l'eau froide, moins dans l'alcool (0,26 %).

P. Poudre d'un brun rouge, donnant avec l'eau distillée une solution rose à fluorescence jaune, si elle est étendue. C'est une couleur tirée de l'aniline.

UP. Employée dans les procédés orthochromatiques pour rendre les plaques sensibles au jaune et à l'orangé.

PL. On mélange 17^{gr} de fluorescéine avec 32^{gr} de brome, soit 1 équivalent du premier et 4 du second.

O. Il y a de nombreuses éosines dans le commerce qui toutes ne sont pas aptes au même degré aux applications orthochromatiques. Les meilleures sont la méthyléréthryne (*voir* ce mot) et l'éosine teinte bleue, qui est une tétraiodofluorescéine, puis la pyrosine qui est une diodofluorescéine, enfin le rose de Bengale, étudié ici.

ÉRYTHROSINE. — **FA.** $C^{15}H^{18}Az^2O^3$. — **PM.** 274.

Sol. Peu soluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et les alcalis.

P. Corps amorphe rouge, précipité par l'ammoniaque; forme avec le nitrate d'argent un érythrosinate peu soluble dans l'eau, sensible à la lumière.

UP. Procédés orthochromatiques, sensibilisation pour le rouge.

PI. Obtenu par l'action de l'acide nitrique sur la tyrosine.

ME. Une des meilleures formules d'emploi de ce corps est la suivante :

	cc
Solution d'érythrosine à $\frac{1}{1000}$	25
Solution d'azotate d'argent à $\frac{1}{1000}$	25
Eau	75

Les plaques sont mises à tremper dans ce bain pendant une ou deux minutes, puis sont séchées; elles peuvent se conserver plusieurs semaines.

ESPRIT DE MINDERER. — Synonyme d'acétate d'ammoniaque (*voir* ce mot).

ESPRIT DE BOIS ou acide pyroligneux (*voir* ce mot).

ESPRIT DE SEL. — Synonyme d'acide chlorhydrique (*voir* ce mot). Employé aussi par corruption pour désigner le chlorure de zinc, sert alors pour les soudures.

ESPRIT-DE-VIN. — *Voir* alcool éthylique.

ÉTAIN. — **F.** Sn. — **E.** 50. — **PA.** 118. — **D.** 7,3.

P. Métal blanc, développant une odeur désagréable par le frottement; très fusible, 228°. Ce métal, très flexible, fait entendre quand on le plie un bruit particulier qu'on nomme le *cri* de l'étain; peu altérable à l'air, il se transforme avec incandescence en bioxyde à de hautes températures; il est attaqué à froid et à chaud par la plupart des acides.

UP. Planches de gravure photographique; préparation de certains ustensiles.

PL. Le principal minerai d'étain est la *cassitérite*, bioxyde d'étain, abondante en Angleterre, aux Indes et dans l'île Banca. Le minerai est lavé et grillé, puis mêlé avec du charbon de bois et chauffé dans un four spécial où une machine soufflante injecte de l'air; il se forme de l'oxyde de carbone qui réduit l'oxyde, et le métal coule peu à peu dans un creuset inférieur.

O. Pour réduire en poudre l'étain, on le fond et on le verse dans une boîte de bois qu'on agite vivement.

ÉTHER (*Généralités sur les*). — **CG.** Les acides minéraux et organiques (hydracides et oxacides) forment avec l'alcool des combinaisons nommées éthers. Les éthers sont très nombreux, mais celui qui est le plus communément employé en Photographie est l'éther appelé improprement éther sulfurique (*voir* ce mot).

Les éthers, sous l'influence prolongée des alcalis hydratés, produisent de l'alcool, tandis que leur acide se porte sur l'alcali. En particulier, l'ammoniaque les décompose en amides et alcool.

ÉTHER ACÉTIQUE. — **FE.** $C^4H^4(C^4H^4O^4)$. — **FA.** $C^4H^7O^2$. — **E.** et **PM.** 88. — **D.** 0,914.

Sol. 9 % dans l'eau froide, en toutes proportions dans l'alcool et l'éther.

Pr. Liquide incolore, odeur éthérée, brûle avec une flamme blanc jaunâtre; inaltérable à l'air sec, se transforme peu à peu à l'air humide, en

alcool et acide acétique, bout à 74°. Le chlorure de calcium précipite cet éther de ses solutions aqueuses.

UP. Préparation de collodions spéciaux.

PL. On mélange 3 parties d'alcool absolu avec 2 parties d'acide sulfurique et l'on verse sur 3 parties d'acétate de potassium bien desséché ; on chauffe d'abord doucement, puis on pousse peu à peu le feu jusqu'à ce qu'il ne distille plus rien ; on lave le produit et on rectifie au chlorure de calcium.

ÉTHER PYROACÉTIQUE. — *Voir* acétone.

ÉTHER SULFURIQUE. — **FE.** $C^8H^{10}O^2$ — **FA.** $C^4H^{10}O$. — **E.** et **PA.** 74. — **D.** 0,723. — **Syn.** Oxyde d'éthyle.

Sol. 8 % dans l'eau froide, soluble dans l'alcool en toutes proportions.

Pr. Liquide incolore, odeur suave, très limpide, réfringent ; saveur âcre et brûlante ; réaction neutre. Bout à 35°, est très volatil, très inflammable ; la vapeur d'éther forme avec l'air un mélange détonant. Grâce à sa volatilité, il produit un fort refroidissement. Excellent dissolvant des résines et des graisses.

UP. Fabrication des collodions, dissolvant de nombreux composés.

PL. On mélange 5 parties d'alcool à 90° et 9 parties d'acide sulfurique concentré dans un vase entouré d'eau froide. On introduit le mélange dans une cornue tubulée, disposée sur bain de sable. On porte à l'ébullition ; l'éther distille et, au fur et à mesure que le volume diminue, on ajoute de nouvelles quantités d'alcool. Le liquide distillé est rectifié par une nouvelle distillation.

O. L'éther doit peser 60 à 62° Baumé, sinon il contient trop d'eau et doit être rectifié ; un éther trop aqueux donnerait un collodion très mince.

EXTRAIT DE SATURNE. — Synonyme d'acétate de plomb (*voir* ce mot).

F

FER. — **F.** Fe. — **E.** 28. — **PA.** 56. — **D.** 7,86.

Sol. Dans tous les acides.

P. Métal gris bleuâtre, fibreux, légère odeur, saveur métallique faible.

Très tenace, est un des métaux les plus répandus dans la nature. Bon conducteur de la chaleur et de l'électricité; inaltérable dans l'air sec, se couvre d'oxyde (rouille) dans l'air humide. Attaqué par tous les acides.

UP. Sert, en plaques minces, comme support dans le procédé de ferrotypie; préparation des différents sels de fer.

PI. Se trouve dans la nature sous formes d'oxydes (*O. magnétique, fer spéculaire, hématite*) ou sous forme de carbonates (*fer spathique*) ou de sulfures (*pyrites martiales*, etc.) L'industrie le prépare par réduction et fusion dans des appareils spéciaux appelés *hauts fourneaux*.

FER (*Caractères des sels de*). — **CG.** Les sels de fer solubles sont généralement de couleur verte, les sels insolubles sont jaunes ou bruns. Les sels de fer se divisent en sels ferreux contenant le minimum d'oxygène et en sels ferriques ou au maximum; les sels ferreux, plus solubles que les seconds, sont aussi plus instables et tendent à s'oxyder au maximum; la lumière retarde cette altération ainsi que les acides, particulièrement l'acide tartrique; il en résulte que les solutions de développement au fer devront toujours être conservées à la lumière.

R. Les sels de fer donnent lieu aux réactions suivantes :

1° Les sels ferreux donnent avec la *potasse*, la *soude* et l'*ammoniaque*, un précipité blanc qui tourne peu à peu au vert, puis au brun ; les sels ferriques, un précipité volumineux brun.

2° Avec le *ferrocyanure jaune*, les sels ferreux donnent un précipité blanc bleuissant avec le temps ; les sels ferriques, un précipité bleu de Prusse.

3° Avec le *ferricyanure rouge*, les sels ferreux donnent un précipité bleu foncé; les sels ferriques, une coloration vert brun.

4° Le *permanganate de potasse* est décoloré par les sels ferreux et non altéré par les sels ferriques.

O. Les sels ferriques en présence des matières organiques sont réduits par la lumière, c'est là la base de nombreux procédés *cyanotypes* ou *bleus*. Le perchlorure de fer étendu sur du papier est décoloré par la lumière, le citrate ammoniacal est réduit dans les mêmes conditions, ainsi que le tartrate et l'oxalate ferrique; ils précipitent en bleu, aux endroits insolés, par le prussiate rouge. Le mélange de perchlorure de fer et d'acide tartrique rend la gélatine insoluble, la lumière fait redevenir la gélatine soluble.

P. Se préparent directement par l'action des acides sur le métal.

FERRICYANURE ROUGE DE POTASSIUM. — **FE.** $Fe^2Cy^3 + KCy$. — **E.** 329,4. — **FA.** $Cy^{12}Fe^2K^6$. — **PM.** 658. — **D.** 1,80. — **Syn.** Cyanure ou prussiate rouge de potasse.

Sol. 36 °/₀ dans l'eau froide, 776 °/₀ dans l'eau chaude; insoluble dans l'alcool absolu, un peu dans l'alcool dilué.

P. Cristaux prismatiques rouges, qui prennent par la pulvérisation une couleur orange; saveur saline, neutre; solution d'un jaune brun dans l'eau, d'où il est précipité par l'alcool. Les solutions de ferricyanure sous l'influence de l'air et de la lumière se transforment peu à peu en prussiate jaune et il se dépose un précipité bleu pâle. Il s'ensuit que, pour les usages photographiques, on doit se servir toujours de solutions fraîches; les cristaux sont inaltérables à l'air.

UP. Préparation des papiers *cyanofer;* mêlé à l'hyposulfite de soude, constitue un réducteur des clichés, sert à enlever les voiles; réactif très sensible des sels ferreux.

PI. Se prépare en faisant passer un courant de chlore dans une solution étendue de ferrocyanure jaune. La liqueur est concentrée; le sel cristallise et il reste dans l'eau mère du chlorure de potassium.

O. Les principales réactions du prussiate rouge avec les sels métalliques sont :

	Précipités.
Argent	Jaune orangé.
Cobalt	Brun rouge.
Cuivre	Brun jaune.
Fer (sel au min.)	Bleu foncé (bleu Thurnbull).
Fer (sel au max.)	Vert brun.
Manganèse	Gris brun.
Zinc	Jaune orangé.

FERROCYANURE JAUNE DE POTASSIUM. — **FE.** FeCy + KCy + 3HO. — **E.** 211,28. — **FA.** $Cy^6FeK^4 + 3aq$. — **PA.** 222. — **D.** 1,83. — **Syn.** Prussiate jaune, cyanoferrure de potassium.

Sol. 26 °/₀ dans l'eau froide, 50 °/₀ dans l'eau chaude; insoluble dans l'alcool.

P. Couleur jaune citron, cristallisé en octaèdres droits, mous, inaltérables à l'air; saveur salée et amère, non vénéneux; sel neutre, perd son eau de cristallisation à 100° et se transforme en poudre blanche; se décompose au rouge.

UP. Accélérateur dans certains développements alcalins; employé comme développateur dans les procédés bleus sur fond blanc.

PI. Calciner en vase clos avec du carbonate de potassium, des matières animales, sang, cuir, corne, etc. Il se forme du cyanure de potassium qu'on extrait en lessivant, avec de l'eau bouillante, la masse calcinée. On fait

bouillir cette lessive au contact de l'air avec des rognures de fer; on décante et on fait cristalliser.

ME. Proposé dans différentes formules de développement; nous citerons entre autres celle-ci que nous avons formulée ainsi (*Journal des Sociétés photographiques*) :

A.	Ferrocyanure jaune	20 gr
	Carbonate de soude	400
	Sulfite de soude	100
	Eau	1000cc
B.	Acide pyrogallique	120 gr
	Acide citrique	30
	Sulfite de soude	100
	Eau	1000cc

pour l'usage : 1 partie de A, 1 partie de B et 7 parties d'eau.

O. Les principaux précipités fournis par le prussiate jaune avec les sels métalliques ont les colorations suivantes

	Précipités.
Argent	Blanc, bleuit à l'air.
Cadmium	Blanc.
Cobalt	Vert d'herbe.
Cuivre (sel au max.)	Blanc.
Cuivre (sel au min.)	Brun pourpré.
Fer (sel au max.)	Blanc bleuissant à l'air.
Fer (sel au min.)	Bleu foncé (bleu de Prusse).
Manganèse	Blanc puis rose.
Palladium	Olive.
Or	Blanc.
Uranium	Rouge sang.
Zinc	Blanc.

Fl. — Symbole du fluor. — **E.** et **PA.** 19.

FLUORESCÉINE. — **FA.** $C^{20}H^{12}O^5$. — **PM.** 332. — **Syn.** Phtaléine résorcique.

Sol. Insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool.

P. Poudre cristalline d'un rouge brique; c'est un acide faible, qui se combine avec les alcalis en un corps rouge foncé, donnant une solution cramoisie à fluorescence verte; pouvoir tinctorial très grand.

UP. Procédés orthochromatiques.

PI. Se prépare en chauffant vers 200° de la phtaléine avec de la résorcine. On épuise par l'eau bouillante et on ajoute un peu d'acide acétique; on

verse dans le liquide un excès d'alcool et la fluorescéine se dépose en lamelles jaune rouge.

O. Sert de sensibilisateur pour le bleu verdâtre.

FLUORHYDRIQUE (*Acide*). — **F.** HFl. — **E.** et **PM.** 20. — **D.** 1,06.

Sol. Se dissout en toutes proportions dans l'eau.

P. Liquide incolore, très acide, odeur piquante, saveur désagréable. Corrosif énergique et dangereux sur la peau. Très volatil, bout à 15°, répand des fumées blanches à l'air et se mélange à l'eau en sifflant. Attaque le verre en le dépolissant lorsqu'il est gazeux, en le gravant en traits transparents lorsqu'il est liquide; doit se conserver dans des flacons de gutta-percha.

UP. Sert à détacher les couches sensibles, à dépolir le verre et à graver sur les flacons et éprouvettes.

PL. On décompose à chaud le fluorure de calcium (*spath fluor*) ou la *cryolithe* (fluorure double d'aluminium et de sodium) par l'acide sulfurique à chaud. On opère dans une cornue de plomb ou de platine.

O. La solution pour détacher les couches sensibles doit être de 4 % au plus, on doit éviter d'y toucher avec les doigts.

FOIE DE SOUFRE. — **FE.** KS^5. — **E.** 119,1. — **FA.** K^2S^3. — **PM.** 238. — **Syn.** Trisulfure de potassium.

Sol. Très soluble dans l'eau et l'alcool.

P. Masse amorphe d'un brun rougeâtre, déliquescent, odeur sulfureuse.

UP. Sert à précipiter l'argent des vieux bains.

PL. Chauffer au rouge dans un creuset un mélange de 94 parties de soufre et 100 parties de carbonate de potasse; la masse fondue est coulée en plaques.

O. Si les bains d'hyposulfite contiennent des sels d'alun, le foie de soufre ne doit pas être employé pour récupérer l'argent, car il précipiterait en même temps l'alumine et le chrome; dans ce cas, on doit préférer l'hydrogène sulfuré, qui est sans action sur ces deux derniers corps.

FORDOS ET GÉLIS (*Sel de*). — Nom donné autrefois à l'hyposulfite double d'or et de sodium (*voir* ce mot).

FORMIQUE (*Acide*). — **FE.** $C^2H^2O^4$. — **E.** 46. — **FA.** CH^2O^2. — **PM.** 46. — **D.** 1,22.

Sol. Soluble dans l'eau et l'alcool en toutes proportions.

P. Liquide incolore, saveur acide, odeur piquante, rappelant celle des fourmis; très corrosif, attaque fortement la peau. Réducteur énergique; fond à 8°,5, bout à 105°, répand à l'air des fumées blanches lorsqu'il est très concentré. Se transforme en acide oxalique sous l'influence des alcalis.

UP. Réducteur pour le procédé au papier ciré; accélérateur dans le développement du gélatinobromure (hydroquinone).

PI. S'extrayait autrefois des fourmis rouges, dont c'est une exsudation. Se prépare à l'heure actuelle de la façon suivante : mettre dans une grande cornue 1^{kg} d'acide oxalique du commerce, 1^{kg} de glycérine sirupeuse et 150^{gr} d'eau pure; porter à la température de 105° sans la dépasser. Une vive effervescence a lieu et il se dégage de l'acide carbonique. En 25 minutes la réaction est terminée : il suffit d'ajouter de l'acide oxalique par petites portions et distiller; l'opération devient continue.

O. A été conseillé comme préservateur pour le pyrogallol, mais il retarde le développement.

FUCHSINE. — **FA.** $C^{20}H^{19}, AzH^3HCl$. — **PM.** 312. — **Syn.** Roséine, rouge magenta, rouge solférino, chlorhydrate de rosaniline.

Sol. Plus soluble dans l'alcool que dans l'eau.

P. Couleur extraite de l'aniline, ayant un grand pouvoir tinctorial; traitée par l'acide sulfurique, donne la *rubine* très soluble dans l'eau.

UP. Procédés orthochromatiques, sensibilise pour le vert jaune.

PI. On met dans une chaudière 100^{kg} d'aniline commerciale et 140^{kg} d'acide arsénique; on chauffe pendant trois heures environ, on verse sur la masse 100^{lit} d'eau et peu à peu 28^{kg} de sel de soude. On a alors une masse pâteuse d'arséniate de rosaniline qu'on transforme en chlorhydrate en y ajoutant du sel marin. On filtre et on fait cristalliser.

La fuchsine est obtenue par un assez grand nombre de procédés divers, qui fournissent autant de variétés de ce produit.

FULMINATES. — **CG.** Les fulminates sont de la formule générale $M^2C^2Az^2O^2$: ce sont des corps très explosifs, détonant au moindre choc ou par une faible élévation de température; ils se produisent en général par l'action de l'alcool sur les nitrates acides des métaux précieux, lorsqu'on porte le mélange jusqu'à l'ébullition et qu'on laisse refroidir. Ils sont peu solubles, se déposent en poussière cristalline. On connaît nombre de fulminates doubles, en particulier, ceux qui sont formés par l'argent et les métaux alcalins ou alcalino-terreux.

O. Les fulminates peuvent se former dans nombre de circonstances : lorsqu'on cherche à traiter les vieux bains d'argent ou d'or contenant de l'ammoniaque et de l'alcool, il y a lieu, dans ces opérations, de prendre de minutieuses précautions.

FULMINATE D'ARGENT. — **FA.** $C^2Az^2Ag^2O^2$. — **PM.** 299,4. — **Syn.** Argent fulminant.

Sol. Très peu soluble dans l'eau froide; 2,7 °/₀ dans l'eau bouillante; soluble dans l'ammoniaque.

P. Aiguilles blanches, opaques, saveur amère et métallique; très vénéneux; noircit à la lumière et dégage de l'acide carbonique; détone au moindre frottement à sec; peut être manié à l'état humide, mais en prenant de grandes précautions.

UP. Sans usage, mais il est bon de mettre en garde les opérateurs contre un corps si dangereux, qui peut facilement se former lorsqu'on veut évaporer l'alcool dans les vieux bains de sensibilisation au collodion; on évite toute chance d'accident en ayant soin de neutraliser exactement le bain avec du carbonate de soude.

PL. Nous donnerons la préparation pour indiquer seulement la formation du produit : Dissoudre 1 partie d'argent dans 10 parties d'acide nitrique, puis ajouter 27 parties d'alcool à 85°; chauffer le mélange et, dès que l'ébullition se produit, retirer du feu; le fulminate se dépose par refroidissement.

O. Les solutions d'argent, contenant de la glycérine et évaporées à siccité, peuvent donner lieu à la production d'une petite quantité de fulminate d'argent.

Il existe une autre variété d'argent fulminant, qui, en réalité, est de l'*ammoniure d'argent,* ou mieux de l'azoture d'argent (Ag^3Az). Ce corps se produit lorsqu'on cherche à précipiter une solution ammoniacale de nitrate d'argent par la potasse caustique; on obtient ainsi une poudre noire détonant au moindre frottement avec une extrême violence même sous l'eau.

G

GAÏAC (*Résine de*). — Formule très complexe.

Sol. Insoluble dans l'eau, la térébenthine et les huiles grasses; 90 °/₀ dans l'alcool, un peu moins dans l'éther.

P. Masse amorphe, friable, d'une couleur brun verdâtre; saveur âcre, odeur aromatique; employée en médecine comme sudorifique.

UP. Préparation du gaïacol et de la pyrocatéchine; peut être susceptible d'autre emploi à cause de sa sensibilité aux rayons violets.

EN. Cette résine est fournie par une rutacée, le *Gaiacum officinale*, originaire des Antilles et de l'Amérique du Nord; on l'extrait, soit par exsudation spontanée, soit en chauffant des billes de bois percées suivant leur axe; ce bois contient jusqu'à 26 °/₀ de résine.

R. La teinture de gaïac bleuit avec le perchlorure de fer; l'hyposulfite de soude fait tourner cette couleur au violet, puis amène la décoloration.

O. La teinture de gaïac colore en jaune le papier qui verdit sous l'influence des rayons violets et reprend sa première teinte sous l'influence des rayons jaunes ou sous l'action de la chaleur.

GAÏACOL. — **FA.** $C^8H^4O^2$ ou $C^6H^5(CH^3)O^2$. — **PM.** 156. — **D.** 1,119. — **Syn.** Méthyl-catéchol, hydrure de gaïacyle, gaïol, méthylpyrocatéchine.

Sol. Peu soluble dans l'eau; soluble dans l'alcool, l'éther, les alcalis et l'acide acétique.

P. Liquide oléagineux, incolore, fortement réfringent; odeur âcre, rappelant celle de la créosote; bout à 203°. Réducteur énergique. Le bain de gaïacol prend à l'usage une odeur empyreumatique et brunit fortement. La solution attaque la peau des doigts. La solution alcoolique réduit les sels d'or et d'argent.

UP. Développateur (procédé au gélatinobromure).

PL. S'obtient par la distillation sèche de la résine de gaïac.

R. Donne avec le chlorure ferrique une coloration verte, qui passe au rouge violacé par l'addition d'ammoniaque; si le produit est impur, la réaction est plus ou moins masquée.

O. Les négatifs ainsi développés ne sont pas aussi denses que ceux développés avec l'hydroquinone, mais ils sont plus harmonieux; le grain est très fin, la teinte générale d'un brun jaune qui favorise le tirage.

ME. Le développateur se compose de 30 gouttes de gaïacol dissous dans 100^{cc} de solution de carbonate de soude à 4°/₀ ou, pour les instantanés, 40 gouttes dans 100^{cc} d'une solution de soude caustique à 1,25 °/₀.

GALLIQUE (*Acide*). — **FE.** $C^{14}H^6O^{10}$. — **E.** 170. — **FA.** $C^7H^6O^5$. — **PM.** 170.

Sol. 1 % dans l'eau froide; 33 % dans l'eau bouillante, très soluble dans l'alcool, moins dans l'éther.

P. Cristallise sous forme d'aiguilles très fines, soyeuses, légèrement jaunes, inodores; saveur astringente et acidule. Réducteur des sels d'or et d'argent. La solution brunit assez rapidement à l'air avec dégagement d'acide carbonique; la réaction est activée par les alcalis. Fond à 201° et se sublime en donnant de l'acide pyrogallique. Mélangé avec de la gomme, précipite la gélatine.

UP. Développateur pour les procédés au collodion, sur papier ciré et à l'albumine. Sert à la préparation de l'acide pyrogallique; préservateur dans certains collodions secs; développement de certains photocalques.

PL. S'extrait des noix de galle : on les concasse grossièrement, on les humecte avec un peu d'eau et on laisse fermenter. On exprime le résidu et on le traite par l'eau bouillante; l'acide gallique cristallise par refroidissement. Se trouve dans nombre de végétaux.

R. En présence du bicarbonate de chaux et au contact de l'air, une solution d'acide gallique bleuit fortement et donne un précipité bleu; avec l'eau de chaux elle se colore en bleu, puis en vert; avec le sulfate ferreux donne de l'encre à écrire.

O. L'acide gallique du commerce est souvent falsifié avec du sulfate de chaux; pour le purifier, on dissout dans l'alcool, on filtre et on fait cristalliser.

GÉLATINE. — **F.** $C^6H^{10}Az^2O^2$. — **PM.** 190. — **Syn.** Colle forte, colle de parchemin, colle d'os, grenetine.

Sol. Peu soluble dans l'eau froide, très soluble dans l'eau chaude, insoluble dans l'alcool et l'éther.

P. Substance incolore, transparente, inodore, insipide; dure, avec une certaine élasticité. Se ramollit et se gonfle sans se dissoudre dans l'eau froide; se liquéfie dans l'eau chaude. La gélatine humide se putréfie assez facilement au contact de l'air (cultures microbiennes). L'alun de potasse et celui de chrome la rendent insoluble. Le tanin la précipite en l'insolubilisant. Les gélatines du commerce renferment de notables proportions de sulfate et de phosphate de chaux; pour les purifier, on les lave pendant plusieurs heures dans un courant d'eau froide, pure. Après ce lavage, on les dissout dans de l'eau chaude, on ajoute de l'albumine en neige et on mélange bien; on fait passer dans la masse un courant de vapeur d'eau qui coagule l'albumine; celle-ci précipite en entraînant toutes les impuretés. On filtre et on évapore.

UP. Préparation des plaques sèches; employé autrefois dans la formation

de certains bains révélateurs pour le collodion; encollage des papiers, fabrication des plaques souples.

PI. Se prépare dans l'industrie en faisant bouillir des tendons d'animaux, raclures de peaux, os, etc. La solution clarifiée est purifiée, comme il est dit plus haut, coulée en plaques; on la laisse faire prise, puis on la porte dans des étuves où elle se sèche.

O. Au point de vue chimique, la gélatine est un corps très complexe : il se compose, en proportions variables, de deux corps, la *glutine* et la *chondrine*. La première se trouve dans les farines de céréales mélangée avec l'amidon; elle diffère de la chondrine en ce qu'elle n'est pas précipitée de ses solutions par l'alun. Les gélatines riches en glutine sont plus solubles et plus aptes aux mixtions pour le procédé au charbon ou les tirages de Voodburytypie. La chondrine se trouve surtout dans les os, tandis que les cartilages contiennent plus de glutine. La chondrine est immédiatement précipitée par l'alun, ce qui permet de doser la teneur des gélatines. Si l'on mélange à volumes égaux une solution saturée d'alun de chrome et une solution chaude de gélatine à 10 °/₀ et qu'elle prenne aussitôt en gelée, c'est que la chondrine prédomine; un tel produit est surtout apte à faire des glaces sèches.

Au point de vue photographique, les gélatines sont classées en *dures*, *semi-dures* et *tendres*, d'après la façon dont elles se dissolvent plus ou moins vite dans l'eau plus ou moins chaude; la dureté varie inversement avec le pouvoir d'absorption pour l'eau. Les acides oxalique, acétique, chlorhydrique et sulfurique dissolvent la gélatine à froid.

Une bonne gélatine photographique doit être peu colorée, absorber au moins 6 fois son volume d'eau à 15° et se dissoudre complètement entre 30° et 40°; sa solution aqueuse, même à 1 °/₀, doit se prendre en gelée en refroidissant et se garder sans putréfaction au moins vingt-quatre heures. Lorsqu'on l'incinère, elle ne doit pas donner plus de 3 °/₀ de cendres.

Les propriétés qui rendent la gélatine propre aux usages photographiques sont :

1° Son insolubilité dans l'eau froide;

2° Sa solubilité dans l'eau chaude;

3° Son insolubilisation lorsque, après avoir été mélangée avec certaines substances telles que les bichromates, elle est exposée à la lumière.

4° Son insolubilisation, hors de l'influence de la lumière, par certaines substances telles que les aluns.

Elle est apte à faire des émulsions à cause de sa viscosité qui lui permet de retenir en suspension les sels haloïdes d'argent, sels relativement lourds. Dans les procédés aux mixtions colorées et la photocollographie, en devenant insoluble en proportion directe de la lumière reçue, elle permet de

retenir les pigments colorés et, par suite, a été la base de nombreux procédés. Pour les tirages mécaniques, on devra rechercher les gélatines dures; les demi-dures et les tendres pour les émulsions. Pour ces dernières une gélatine trop dure donne des couches peu perméables aux réactifs; une gélatine trop tendre donne des couches minces sujettes aux décollements; il y a donc un mélange judicieux à faire.

La gélatine trop longtemps tenue à une température un peu élevée ou en présence des alcalis n'est plus apte à se prendre en gelée par refroidissement; on l'appelle alors *métagélatine*. C'est pour cette raison que, dans la fabrication des émulsions, on ne met que peu de gélatine lors de la maturation; le complément ne s'ajoute qu'après l'opération finie; certains auteurs même conseillent de séparer cette gélatine modifiée du bromure d'argent et d'ajouter celui-là seul à la quantité voulue de gélatine.

Le chlorure de zinc empêche la gélatine de se prendre rapidement; le phénol et l'acide salicylique l'empêchent d'entrer en décomposition; les cyanures l'attaquent à froid.

GÉLOSE. — **Sol.** Se gonfle dans l'eau froide et se dissout dans l'eau chaude, insoluble dans l'alcool et l'éther.

P. Substance gélatiniforme d'origine végétale; se gonfle beaucoup dans l'eau froide et est capable de solidifier jusqu'à 500 fois son poids d'eau pure, c'est-à-dire 10 fois plus active que la meilleure gélatine, mais est inapte à faire des couches sèches à cause de la lenteur de sa dessiccation et de son énorme absorption d'eau.

UP. Encollage de papier, procédé au platine.

PI. Extraite de l'algue de Java et surtout de la mousse de Chine. La plante sèche est d'abord traitée par l'acide acétique, puis par l'ammoniaque; le résidu est repris par l'eau bouillante et le liquide décanté se prend en gelée par refroidissement.

ME. L'encollage à la gélose comprend :

Gélose	3gr
Eau pure	325cc
Alcool	90cc

GLUCOSE. — On range sous ce nom une série de produits qui, malgré la diversité de leurs provenances, ont tous la même formule (**FE.** $C^{12}H^{12}O^{12}$. — **FA.** $C^6H^{12}O^6$). Les principaux sont :

Le *glucose* ou sucre de fécule;
Le *lévulose* ou sucre de fruit;
Le *mannitose* ou sucre de la mannite;
Le *galactose* ou sucre de lait.

P. Ce sont des réducteurs énergiques; ils s'unissent avec les acides, les alcools et les phénols et forment des *glucosides* avec perte d'eau. Ils ont un pouvoir sucrant beaucoup inférieur à celui du sucre ordinaire de canne ou de betterave et sont moins solubles.

UP. Sont employés soit comme accélérateurs dans le développement alcalin, ou comme conservateurs dans les collodions secs.

PL. On les prépare différemment suivant leur origine; le sucre de fécule s'obtient en mettant à réagir l'acide sulfurique étendu sur la fécule et en faisant bouillir; la même réaction sur des chiffons, des sciures de bois, donne des glucoses impurs.

GLU MARINE. — **P.** Masse amorphe noirâtre; produit assez complexe, se ramollit à 120° et doit être chauffé à ce point pour l'usage; soluble dans la benzine et peut servir à faire des vernis noirs.

UP. Réparation des cuvettes en bois et carton durci.

PI. Se prépare en dissolvant du caoutchouc dans les huiles de goudron : on l'additionne de gomme laque. On laisse en contact pendant 3 ou 4 jours 1 partie de rognures de caoutchouc (non vulcanisé) avec 3 parties d'huile de goudron, on décante le liquide et on y dissout à chaud 3 parties de gomme laque pulvérisée; on coule ensuite en moule.

GLYCÉRINE. — **F.** $C^6H^8O^6$. — **E.** et **PM.** 92. — **D.** 1,264.

Sol. Très soluble dans l'eau et l'alcool, peu dans l'éther.

P. Liquide incolore, saveur sucrée, inaltérable; consistance sirupeuse, ne se dessèche pas à l'air et sert, par suite, à donner de la souplesse aux gélatines et collodions.

UP. Assouplissement des plaques gélatinées; sert d'antiseptique pour la gélatine; conservateur pour l'acide pyrogallique et ses isomères; servait autrefois à maintenir humides les glaces collodionnées; employé dans le même procédé avec le bain de fer pour avoir plus d'intensité; employé aussi dans la préparation du papier albuminé.

PL. C'est un produit secondaire de la fabrication des bougies stéariques et des savons.

R. La glycérine contenant toujours de l'eau, on peut facilement pourcenter sa teneur en eau par la formule suivante $P = \frac{1266 - 1000d}{2166d}$, d étant la densité de l'échantillon essayé; P le poids de l'eau.

O. Le glucose, le sucre et le plomb servent souvent à falsifier la glycérine. Pour déceler la présence du glucose, on fait chauffer un échantillon

avec un excès de soude et une ou deux gouttes de sulfate de cuivre ; si la glycérine contient du glucose, il se produit un précipité rouge (oxydule de cuivre). Pour déceler le sucre on fait bouillir l'échantillon pendant vingt minutes avec quelques gouttes d'acide sulfurique : le sucre se trouve alors transformé en glucose qu'on décèle comme ci-dessus. Les glycérines impures contiennent du plomb, de la chaux, de l'acide formique et oxalique. Pour les deux premiers on évapore un échantillon à sec, on dissout le résidu dans un minimum d'acide azotique et on décèle le plomb par l'hydrogène sulfuré, la chaux par l'oxalate d'ammoniaque.

ME. On a préconisé l'emploi de la glycérine dans les bains de sensibilisation du papier albuminé pour en assurer la conservation et le rendre moins cassant : la proportion est de 10 °/₀ du volume du bain, mais ce corps a l'inconvénient de retarder le virage.

La glycérine étant un dissolvant pour un grand nombre de corps, nous donnons ici la valeur de son pouvoir de dissolution de quelques corps pour °/₀ parties de glycérine.

	Pour 100.
Acétate de plomb	20
Acides (la plupart)	∞
» borique	10
» benzoïque	10
» oxalique	15
Alun	40
Bicarbonate de soude	8
Borax	60
Bromure de potassium	25
Carbonate d'ammoniaque	20
» de soude	98
Cyanure de potassium	32
Chlorate de potasse	3,50
Chlorure ferrique	∞
» d'ammonium	20
» de sodium	20
» de baryum	10
» de mercure	7,50
» de zinc	50
Iode	1,90
Iodure de potassium	40
» de zinc	40
Nitrate d'argent	∞
» de mercure	∞
Phosphore	0,20
Soufre	0,10
Sulfate de cuivre	30
» de fer	25
» de zinc	35
Sulfure de potassium	10

GOMME ADRAGANTE. — **Sol.** Forme avec l'eau un mucilage épais, insoluble dans l'alcool et l'éther.

P. Se présente sous une forme écailleuse ou vermiculée, contenant 10 % de gomme pure; incolore, insipide, inodore.

UP. Montage des épreuves : elle a plus d'adhérence que la gomme arabique.

EN. Retirée de l'*Astralagus verus* ou de l'*A. gummifer;* vient de Syrie, de l'Asie Mineure et de Perse.

R. Se fraude souvent avec de la fécule cuite et vermiculée à l'aide de la presse; la falsification se reconnaît facilement à la coloration bleue prise par la fécule en présence de l'iode.

GOMME ARABIQUE. — **FE.** $C^{12}H^{11}O^{11}$. — **E.** 171. — **FA.** $C^{12}H^{10}O^{10}$. — **PM.** 344. — **D.** 1,4. — **Syn.** Gomme turique, arabine.

Sol. Soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool et l'éther.

P. Masse amorphe à cassure conchoïde de couleur brune ou jaune pâle. Les solutions de gomme arabique moisissent dans l'eau et se transforment en glucose; on empêche cette réaction par des antiseptiques (acides borique, salicylique, etc.); mélangée au bichromate, devient insoluble à la lumière. Décomposée par une température de 300°, convertie en dextrine par l'acide sulfurique, en matière gélatineuse par le borax.

UP. Vernis pour les négatifs, propre à la retouche. Collage des épreuves; procédés par saupoudrage; procédés au bleu de Prusse. Acidulation de la pierre ou du zinc.

EN. Extraite de certains acacias d'Arabie (*A. vera*). La meilleure gomme est en petites larmes blanches, se fendillant à l'air; la gomme du Sénégal ou de Galam est en plus gros morceaux et généralement roussâtre.

O. On augmente ses propriétés adhésives en y ajoutant un peu de sulfate d'alumine; l'alun réussit moins bien.

GOMME DAMMAR. — **D.** 1,04. — **Syn.** Résine de Dammara.

Sol. Insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, les essences, les huiles et l'acide sulfurique.

P. Masses blanches ou jaunes, à cassure brillante; odeur térébenthineuse, fond à 150°.

UP. Vernis résistant à l'eau; photominiature.

EN. Produit d'un conifère de la Nouvelle-Zélande ou du *Dammara alba* (Inde).

ME. On fait un très bon vernis pour la retouche, vendu autrefois sous le nom de *Mattoléine,* de la façon suivante :

Gomme Dammar	20^{gr}
Essence de térébenthine	100^{cc}

GOMME ÉLÉMI. — **FE.** $C^{40}H^{31}O^5$. — **E.** 311. — **FA.** $C^{20}H^{32}O$. — **PA.** 288. — **D.** 1,08.

Sol. Très soluble dans l'alcool, insoluble dans l'eau.

P. Résine en grains de peu de dureté, ressemblant au miel par sa couleur et sa consistance; souvent rendue brune par des matières organiques; odeur de citron; durcit et jaunit à l'air.

UP. Employée pour les vernis qu'elle rend moins cassants; encaustique.

EN. Résine extraite par exsudation du *Cannarium commune;* se trouve particulièrement aux Philippines et à l'île Maurice; on la retire aussi de certaines térébenthacées (*Amyris elemifera*) dans l'Amérique méridionale.

ME. Formule d'encaustique.

	gr
Gomme élémi	1
Cire blanche	50
Huile de lavande	30
Benzine	20

GOMME LAQUE. — **D.** 1,33.

Sol. Insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, l'huile de lavande ou dans l'eau contenant du carbonate de potasse, du borax ou de l'ammoniaque.

P. Résine se présentant sous la forme de masses amorphes brunes, très friables; contient 68 à 90 % de résine et 5 à 10 % de matière colorante rouge qu'on extrait par l'alun et employée aux Indes pour la teinture de la soie ou de la laine, sous le nom de *lac-dye.* La gomme laque est très inflammable, elle blanchit à l'air et devient insoluble dans ses excipients ordinaires; on la blanchit artificiellement à l'aide du chlorure de chaux acide. Bien que très cassante, elle est difficile à réduire en poudre, au mortier, à cause de l'huile essentielle qu'elle contient; pour la mettre en poudre fine on la dissout dans l'alcool et on précipite par l'eau.

UP. Encollage et satinage de papiers positifs; fabrication de vernis.

Pr. Produite par une sorte de cochenille, le *Coccus lacca,* sur certaines

variétés de figuiers de l'Inde; la piqûre de l'insecte fait exsuder la résine en larmes.

ME. On peut faire avec la gomme laque un vernis à l'eau.

	Parties.
Gomme laque blanche	32
Borax	8
Carbonate de soude	2
Glycérine	1 à 2
Eau	320

Dissoudre le carbonate et le borax dans la moitié d'eau bouillante, y ajouter la gomme laque et, après solution, la glycérine et le reste de l'eau.

GOMMELINE. — Est une variété de dextrine d'une couleur blanche, donnant des solutions incolores.

P. Ce produit est plus soluble que la dextrine, il est parfaitement neutre.

UP. Encollage des épreuves; procédés au chrome.

Pr. On l'obtient en faisant bouillir de la fécule avec 2 % d'acide chlorhydrique et en ajoutant au mélange un peu de gomme adragante.

GRENETINE. — **P.** La grenetine est une gélatine tendre très transparente : elle appartient à la classe des gélatines dites *alimentaires*. Son nom lui vient de son fabricant, M. Grenet, de Rouen.

UP. Sert à donner aux émulsions sur papier plus de souplesse; mais on ne doit en employer que de minimes quantités, car elle gonfle facilement à l'eau. Excellente colle pour les épreuves.

Pr. Elle se prépare à l'aide de cartilages et peaux tendres soigneusement choisies et bouillies longtemps dans l'eau.

GUTTA-PERCHA. — **FA.** $C^{20}H^{32} + nC^{20}H^{32}O$. — **D.** 0,97.

Sol. Insoluble dans l'eau, soluble dans le sulfure de carbone.

P. La gutta-percha est une substance analogue au caoutchouc, dont elle ne possède pas toutefois l'élasticité. C'est une matière noir brun de composition assez complexe comprenant un hydrocarbure ($C^{20}H^{32}$), la *gutta* et deux produits oxydés, la *fluaville* et l'*albane*. Elle se ramollit vers 50°, fond à 130° et se décompose à une plus haute température; au contact de l'air, elle s'oxyde et devient dure et cassante.

UP. Vernis hydrofuges, réparation de cuvettes, empreintes pour galvanoplastie, ustensiles inattaquables aux acides, particulièrement flacons pour l'acide fluorhydrique.

EN. La gutta-percha est le suc laiteux d'un arbre du genre *Isonandra*, assez répandu dans la Malaisie, Bornéo et Java. La gutta-percha brute se présente sous la forme de pains brunâtres souillés de débris d'écorce et de bois. Elle est déchiquetée dans l'eau tiède, malaxée et laminée pour la purifier.

H

HALOGÈNES. — Nom donné par Berzélius aux quatre métalloïdes de la famille du fluor, soit le fluor, le chlore, l'iode et le brome. Cette appellation, qui vient du grec, *engendreurs de sels,* a été donnée à ces corps parce qu'ils peuvent par combinaison avec les métaux former directement des sels, nommés *sels haloïdes.*

HALOÏDES (*Sels*). — On donne ce nom aux sels provenant de la combinaison d'un métal avec un métalloïde halogène (chlore, fluor, brome et iode). Les sels haloïdes sont très employés en Photographie, à l'exception toutefois des fluosels ou sels du fluor.

HÉLIANTHINE. — Matière colorante rouge extraite de l'aniline; c'est une poudre d'un jaune ocreux qui donne une solution d'un beau rouge orangé ne laissant passer que les rayons rouges du spectre; elle est employée dans les procédés orthochromatiques surtout pour former des écrans. L'hélianthine est plus soluble dans l'alcool que dans l'eau.

Hg. Symbole du mercure, du mot latin *hydrargyrum,* qui servait à désigner ce métal. (*Voir* ce mot.)

HYDROCARBURES ou *carbures d'hydrogène,* sont des composés binaires de carbone et d'hydrogène; ils se divisent en trois séries :

La 1re série, dont la formule générale est $C^{2n}H^{2n+2}$, a pour type le *gaz des marais* C^2H^4; on l'appelle aussi série des hydrocarbures saturés ou paraffines.

La 2e série a pour formule générale $C^{2n}H^{2n}$; a pour type l'*éthylène* C^4H^4; on l'appelle aussi série des carbures éthyléniques ou oléfines.

La 3e série a pour formule générale $C^{2n}H^{2n-2}$; a pour type l'*acétylène* C^4H^2.

A côté de ces trois principales séries, on place :

Les carbures camphéniques, formule $C^{20}H^{16}$, parmi lesquels se rangent l'essence de térébenthine, les résines, les baumes et le caoutchouc;

Les carbures aromatiques, parmi lesquels nous citerons la benzine, le toluène, etc.;

Enfin les carbures pyrogénés, parmi lesquels nous citerons la naphtaline.

Les deux dernières séries donnent par oxydation la plupart des révélateurs organiques employés à l'heure actuelle et dont les formes non encore épuisées peuvent donner lieu à de nouveaux composés plus énergiques encore.

HYDROCELLULOSE. — **FA.** $C^{12}H^{22}O^{11}$. — **PM.** 342.

P. L'hydrocellulose est un produit de l'hydratation de la cellulose sous l'influence des acides forts. La cellulose ainsi traitée devient très friable et se résout dans les doigts en une masse blanche farineuse, qui s'oxyde facilement à l'air en prenant une coloration brune; l'action prolongée de la chaleur et de l'acide la transforme en glucose.

UP. Sert à préparer des collodions poreux, pour les procédés secs.

Pr. On fait passer lentement un courant d'acide chlorhydrique gazeux dans une masse de coton; on doit éviter l'échauffement.

O. L'hydrocellulose est traitée comme le coton pour pouvoir donner un produit capable de former un collodion. Lorsqu'on fabrique du coton à haute température, il se produit une notable quantité d'hydrocellulose qui rend les collodions plus pulvérulents et, par suite, plus aptes à être employés dans les procédés secs.

HYDROCHLORIQUE (*Acide*). — Synonyme d'acide chlorhydrique.

HYDROGÈNE. — **FE.** et **FA.** H. — **E.** 1. — **PA.** 1. — **D.** 0,0692 par rapport à l'air. — **Syn.** Air inflammable.

Sol. 2 % en volume dans l'eau et l'alcool.

P. Gaz incolore, inodore, insipide. Il est 14,45 fois plus léger que l'air; un litre de ce gaz pèse 0gr,089; brûle avec une flamme bleue peu éclairante mais très chaude : le résultat de la combustion est de l'eau; forme avec l'oxygène de l'air un mélange détonant, n'entretient pas la combustion. L'hydrogène est un réducteur, il déplace l'argent, le platine et le palladium de leurs azotates.

UP. Lumière oxhydrique, agrandissements et projections.

PL. Se prépare en décomposant l'eau par le zinc et l'acide chlorhydrique ou sulfurique; l'eau cède son oxygène au métal pour permettre à celui-ci d'entrer en combinaison et l'hydrogène se dégage.

HYDROQUINONE. — **FE.** $C^{12}H^6O^4$. — **E.** 110. — **FA.** $C^6H^6O^2$. — **PM.** 110.

Sol. 5,8 % dans l'eau à 0°, 10 % dans l'eau à 30°; soluble dans l'alcool et l'éther.

P. Poudre cristalline aiguillée, onctueuse, inodore, saveur douceâtre, légèrement colorée en jaune ou en vert pâle; fusible à 177°, sublimée facilement par la chaleur, transformée en quinone par les agents oxydants; mélangée aux alcalis, sa solution brunit peu à peu, le sulfite de soude retarde la coloration; le métabisulfite de potassium prolonge la durée de la conservation; l'acide azotique la transforme en acide oxalique; c'est un phénol diatomique isomère avec la pyrocatéchine et la résorcine.

UP. Révélateur puissant, proposé par Abney (1880).

PL. Dissoudre 1 partie d'aniline et 8 parties d'acide sulfurique dans 30cc d'eau. Maintenir la solution à basse température et ajouter peu à peu 2,5 parties de bichromate de potasse en poudre. Faire passer un courant d'acide sulfureux pour transformer la quinone obtenue en hydroquinone, puis agiter la masse avec de l'éther qui dissout l'hydroquinone; le produit représente 30 % de l'aniline employée. L'hydroquinone peut être obtenue par de nombreuses réactions, entre autres sur l'écorce de quinquina, d'où son nom.

O. L'acide acétique et les acétates ralentissent et même peuvent arrêter complètement l'action de l'hydroquinone. Le prussiate jaune l'accélère. Le révélateur est un peu lent, mais donne des clichés à gros grains bruns très aptes au tirage. Les deux variétés jaune et blanche d'hydroquinone du commerce ne diffèrent entre elles que par la quantité d'eau de constitution. La variété jaune renferme 27 % d'eau, la blanche 12,8; la première s'obtient par cristallisation lente, la seconde par cristallisation rapide sous l'influence du froid.

En général, pour 1 partie d'hydroquinone, 5 parties de sulfite de soude, suffisent au maximum; 8 parties de carbonate de potasse et 10 parties de carbonate de soude; 6 parties de potasse caustique.

ME. Parmi les nombreuses formules d'hydroquinone, nous citerons la suivante, dont nous nous servons dans notre pratique habituelle et due à M. Ottenheim :

	gr
Hydroquinone	7
Sulfite de soude	35
Carbonate de soude	74
Eau	500cc

HYDROQUINONES (*Généralités*). — Sous le nom générique d'*hydro-*

quinones de la forme [$C^6H^4(OH)^2$], on comprend une série de composés dont le réducteur employé en Photographie est le premier terme; il dérive de la quinone par fixation de deux atomes d'hydrogène et, par oxydation, repasse à l'état de quinone. On peut considérer les hydroquinones comme dérivés des carbures aromatiques; ainsi l'hydroquinone proprement dite dérive de la benzine et l'hydronaphtoquinone [$C^{10}H^6(OH)^2$] de la naphtaline. Cette dernière, très souvent vendue comme hydroquinone, est altérable à l'air; en s'oxydant elle passe à l'état de quinone et forme un composé double d'hydroquinone et de quinone, reconnaissable à la teinte verte qu'il prend. Les hydroquinones du commerce teintées ainsi doivent être rejetées; elles sont moins stables que les hydroquinones dérivées de la benzine. Cette hydroquinone verte porte le nom de *quinhydrone*, elle est surtout apte à préparer des matières colorantes.

HYDROXYLAMINE ou OXYAMMONIAQUE. — **FE.** AzH^3O^2. — **FA.** AzH^3O. Est, ainsi que son nom l'indique, le produit d'oxydation de l'ammoniaque; ce corps n'a pas été isolé. Ce qu'on nomme ainsi en Photographie est réellement du chlorhydrate d'hydroxylamine. (*Voir* ce mot.)

HYPOCHLORITES (*Caractères des*). — **CG.** Les hypochlorites sont de la forme ClOM; ils sont généralement solubles dans l'eau et se décomposent facilement, même à la température ordinaire, en dégageant de l'oxygène et laissant un résidu de chlorure et de chlorate; par l'ébullition la conversion est plus rapide. Les acides faibles dégagent l'acide hypochloreux; ce sont des décolorants énergiques.

R. Les hypochlorites donnent lieu aux réactions suivantes :

1° *Azotate de plomb,* précipité blanc tournant peu à peu au brun;
2° *Azotate d'argent,* précipité blanc;
3° *Acide chlorhydrique*, dégagement de chlore.

P. S'obtiennent en saturant une solution d'acide hypochloreux par un hydrate métallique.

HYPOCHLORITE DE CHAUX. — **FE.** CaO, ClO. — **E.** 71,5. — **FA.** $CaClO^2$. — **PM.** 91,5. — **Syn.** Chlorure de chaux.

Sol. 400 °/₀ dans l'eau froide; 650 °/₀ dans l'eau bouillante; 13 °/₀ dans l'alcool froid; 70 °/₀ dans l'alcool étendu.

P. Matière pulvérulente blanche, saveur âcre, odeur de chlore, devient déliquescente à l'air humide; se décompose peu à peu au contact de l'air; c'est un décolorant et un désinfectant énergique, c'est aussi un chlorurant.

UP. Bains de virages; enlèvement des taches d'argent sur les doigts et

les tissus (doit être suivi d'un passage à l'hyposulfite); sert aussi à la dose de 1^{cc} par litre à éliminer l'hyposulfite des épreuves dans les derniers lavages.

PI. S'obtient en faisant passer un courant de chlore sur de la chaux éteinte disposée en couche mince.

ME. Voici la formule de virage à l'hypochlorite.

Hypochlorite de chaux	3^{gr}
Chlorure double d'or et de sodium	1^{gr}
Eau	1000^{cc}

Se conserve longtemps.

HYPOCHLORITE DE POTASSIUM. — **FE.** KO, ClO. — **FA.** ClOK. — **E.** et **PM.** 90. — **Syn.** Eau de javelle.

P. Liquide incolore, forte odeur de chlore; l'eau de javelle du commerce est un mélange d'hypochlorite et de chlorure de chaux; c'est un décolorant.

UP. S'emploie, en petite quantité, dans les lavages des clichés et épreuves après fixage, pour éliminer les dernières traces d'hyposulfite.

PL. Mélanger une solution de 10 parties de chlorure de chaux dans 120 parties d'eau, avec 12 parties de carbonate de potasse dans 40 d'eau; il se forme par double décomposition un abondant précipité de carbonate de chaux. On filtre et on évapore.

O. On ne doit employer que quelques gouttes d'eau de javelle par litre de lavage; sinon on détruirait la fibre du papier.

HYPOCHLORITE DE SODIUM. — **FE.** NaO, ClO. — **FA.** ClONa. — **E.** et **PM.** 74,5. — **Syn.** Liqueur de Labarraque, chlorure de soude.

Sol. Très soluble dans l'eau.

P. Cristaux aiguillés; mêmes propriétés que l'hypochlorite de chaux.

UP. Décolorant.

PL. On mélange 120 parties d'eau avec 20 parties de carbonate de soude et 10 parties de chlorure de chaux. On filtre le précipité de carbonate de chaux, on concentre et on fait cristalliser.

HYPOSULFITES (*Caractères des*). — **CG.** Les hyposulfites, aussi appelés *thiosulfates,* sont de la forme $S^2O^3M^2$: ceux qui proviennent des métaux alcalins sont très solubles, ceux des métaux alcalino-terreux moins, et ceux des métaux lourds insolubles. Le sel de sodium est surtout employé à cause de sa propriété de dissoudre les sels d'argent.

R. Les hyposulfites solubles donnent lieu aux réactions suivantes :

1° Avec les *acides*, ils donnent un précipité jaune de soufre et dégagent de l'acide sulfureux. (Le dépôt de soufre les distingue des sulfites.)

2° *Perchlorure de fer*, coloration violet rouge se détruisant peu à peu.

3° *Chlorure de mercure*, précipité blanc noircissant rapidement (les sulfites donnent un précipité blanc qui ne noircit pas).

P. Les hyposulfites se préparent par l'action du soufre sur un sulfite alcalin et en faisant bouillir.

HYPOSULFITE DOUBLE D'OR ET DE SODIUM. — **FE.** $AuO, S^2O^2 + NaO, S^2O^2, 2HO$. — **E.** 267,5. — **F.** $(S^2O^3)^2AuNa^3 + 2aq$. — **PM.** 522,2. — **Syn.** Sel de Fordos et Gélis.

Sol. Très soluble dans l'eau, peu dans l'alcool et l'éther.

P. Fines aiguilles blanches, saveur sucrée; décomposé par la chaleur en or et sulfate de soude.

UP. Avivage des épreuves daguerriennes. Virages.

PL. Verser une dissolution alcoolique de chlorure d'or dans un excès d'hyposulfite de soude; on ajoute de l'éther ou de l'alcool et le sel double cristallise aussitôt.

R. Le chlorure de baryum donne un précipité gélatineux d'hyposulfite d'or et de baryum.

ME. Pour les images daguerriennes on l'emploie à la dose de 1 pour 1000.

HYPOSULFITE DE SOUDE. — **FE.** $NaO, S^2O^2, 5 aq$. — **E.** 124. — **FA.** $Na^2S^2O^3 + 5 aq$. — **PA.** 248. — **D.** 1,48. — **Syn.** Thiosulfate de soude.

Sol. 171 % dans l'eau froide; très soluble dans l'eau chaude, insoluble dans l'alcool.

P. Gros cristaux incolores, prismes hexagones. Saveur amère, sulfureuse. Lorsque l'hyposulfite est impur les cristaux s'effleurissent. Dissout les chlorures, iodures et bromures d'argent, et quelques sels mercuriels. Fond à 48°. Il attaque le zinc, par suite on ne peut se servir de cuvettes de ce métal pour le fixage.

UP. Employé pour le fixage; était déjà usité dans le procédé du daguerréotype; s'emploie en très petites doses comme accélérateur.

O. Les solutions d'hyposulfite ne se conservent pas très longtemps : on peut cependant assurer leur conservation en les rendant alcalines avec un peu de carbonate de soude; on a recommandé dans le même but l'acide

salicylique : en tous cas il vaut mieux conserver les solutions à l'obscurité. L'hyposulfite est souvent altéré par du sulfate de soude qu'on décèle de la façon suivante : on ajoute à un échantillon de solution d'hyposulfite un excès d'acide chlorhydrique, exempt de chlore; on filtre pour séparer le précipité de soufre jaune et on ajoute du nitrate de baryte qui donne un précipité blanc s'il existe du sulfate. L'hyposulfite contenant beaucoup de sulfate devient efflorescent et se réduit en poussière blanche.

PI. Se prépare en saturant de soude une solution de sulfite de soude, ou encore en faisant bouillir une solution de sulfite avec un excès de soufre. Dans l'industrie il se retire des eaux mères de soude brute.

HYPOSULFITE DE SOUDE (*Titrage de l'*). — Il est souvent utile de se rendre compte de la teneur exacte de l'hyposulfite de soude du commerce, souvent souillé par des sulfates et autres sels inactifs; on procède par la méthode d'analyse volumétrique.

La liqueur normale comprend $12^{gr},7$ d'iode sublimé et 18^{gr} d'iodure de potassium blanc, dissous dans 1^{lit} d'eau.

L'indicateur est de l'amidon; la solution se prépare en versant 100^{gr} d'eau bouillante sur 10^{gr} d'amidon, auxquels on ajoute 200^{cc} d'alcool.

1^{cc} de la solution normale vaut $0^{gr},0127$ d'iode pur et $0^{gr},0248$ d'hyposulfite de soude pur. Ceci posé, on dissout un échantillon pesé d'hyposulfite dans 200^{cc} d'eau et on ajoute quelques gouttes de solution d'amidon; on verse dans le mélange à l'aide d'une pipette graduée la solution normale d'iode jusqu'à ce qu'il se produise une coloration bleue permanente : soit n le nombre de centimètres cubes employés, $n \times 0,0248$ indique la quantité d'hyposulfite contenue dans l'échantillon; soit A le poids de cet échantillon, $\frac{n \times 0,0248 \times 100}{A}$ donnera le pourcentage de l'hyposulfite pur.

I

I. — Symbole de l'iode. (*Voir* ce mot.)

ICHTYOCOLLE. — *Voir* colle de poisson.

ICONOGÈNE. — **FA.** $C^{10}H^5AzH^2\,OH\,SO^3Na$. — **PM.** 229. — **Syn.** Amido β-naphto-β-sulfonate de sodium.

Sol. 1,6 à 2 % dans l'eau froide; 12 % dans l'eau bouillante; insoluble dans l'alcool, soluble dans les sulfites et les carbonates.

P. Cristaux violacés ou blancs suivant le mode de préparation; les premiers donnent une solution vert émeraude, les seconds une solution vert pâle; odeur piquante. La solution est neutre au papier de tournesol et a une saveur salée légèrement acide, elle brunit en absorbant de l'oxygène; le sulfite de soude retarde la décomposition et fait verdir la solution; il n'est pas toxique et a l'avantage de ne pas tacher la peau comme le pyrogallol; cependant on a remarqué qu'il cause des ulcérations douloureuses aux doigts lorsqu'on le manie trop longtemps. Réducteur énergique du nitrate d'argent, sa puissance augmente avec la température.

UP. Révélateur; est souvent combiné avec le pyrogallol ou mieux l'hydroquinone. Développateur pour le procédé à la primuline.

P. Se prépare en réduisant la couleur orange tirée de la naphtaline, produite par la combinaison du chlorure de diazobenzol avec l'acide β-naphtosulfonique de Schœffer. On dissout dans l'eau bouillante et on refroidit brusquement à l'aide de la glace : le sel cristallise aussitôt en fines aiguilles blanches; si on laisse, au contraire, la solution se refroidir peu à peu, l'iconogène se dépose lentement et, se décomposant en partie, prend une couleur violacée. Dans le premier cas, le sel obtenu est anhydre et par suite peut se conserver indéfiniment en boîtes de fer-blanc; dans le second cas, il contient jusqu'à 12 % d'eau et il se décompose assez vite avec production d'ammoniaque, surtout s'il est conservé en flacons bouchés hermétiquement.

O. Les doses généralement employées dans les révélateurs sont pour 1 partie d'iconogène, 4 à 5 parties de sulfite de soude, 3 de carbonate de soude ou 0,71 de soude caustique, ou 1,20 de carbonate de potasse. L'iconogène donne des clichés très doux, très modelés et brillants, qui conviennent aux portraits; le développement est rapide.

L'iconogène a été découvert en 1888 par le Dr Andressen. La poudre cristalline, vendue par la société productrice, est rendue stable par une adjonction de métabisulfite de sodium.

ME. Parmi les différentes formules nous citerons celle-ci comme très bonne :

Sulfite de soude	10gr
Carbonate de potasse	5gr
Eau bouillante	150cc
Iconogène	5gr

Voir quatrième Partie.

IODE. — **F.** I. — **E.** 127. — **PA.** 126,8. — **D.** 4,94.

Sol. Peu soluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, l'éther et les iodures alcalins.

P. Métalloïde solide, gris d'acier; odeur désagréable et caractéristique; paillettes cristallines. Colore la peau en jaune. Fond à 113°, bout à 175° en donnant des vapeurs violettes très dangereuses à respirer. Caustique.

UP. Fabrication des collodions, nettoyage des glaces, préparation des iodures; sensibilisation des plaques de daguerréotypie.

PI. S'extrait des eaux mères des cendres de varech : celles-ci sont mises à bouillir avec de l'acide sulfurique, puis on y fait passer un courant de chlore qui précipite l'iode. Celui-ci est lavé et purifié par distillation.

R. Colore le papier amidonné en bleu foncé; la réaction est moins nette avec les solutions alcooliques.

O. L'iode est un accélérateur pour l'hydroquinone et l'iconogène : 10 gouttes de teinture d'iode à 1 °/₀ pour 100^{cc} de révélateur font apparaître rapidement l'image; mais, en même temps, il rend le cliché moins dense. Le bromure de potassium rougi par l'iode fournit des clichés très harmonieux.

IODHYDRATES. — *Voir* iodures.

IODURES (*Caractères des*). — **CG.** Sont en général moins solubles que les chlorures, se décomposent pour la plupart par la chaleur. Les solutions aqueuses ou alcooliques, en vieillissant, se colorent en jaune rouge par la mise en liberté de l'iode.

R. Les principales réactions propres à les faire reconnaître sont :

1° Si dans la solution d'un iodure on met de l'*empois d'amidon* et qu'on ajoute un peu de chlore, il se produit une coloration bleue caractéristique.

2° L'*acétate de plomb* donne un précipité jaune.

3° L'*azotate d'argent* donne un précipité blanc jaune noircissant à la lumière.

4° Le *sulfate de cuivre* donne un précipité blanc et la liqueur brunit.

P. Se préparent par l'action de l'iode sur le métal ou par double décomposition.

O. Les iodures employés pour les collodions doivent satisfaire aux conditions suivantes : peu altérables à l'air, n'abandonner l'iode qu'en présence du nitrate d'argent; sans action sur l'éther. Les iodures alcalins doubles, dans lesquels entre le cadmium, sont préférables aux iodures simples, ce métal rendant le collodion plus stable.

Le Tableau suivant donne les quantités correspondantes des divers iodures employés en photographie :

	Iodures				
Iode.	d'ammonium.	de potassium.	de sodium.	de cadmium.	de zinc.
gr	gr	gr	gr	gr	gr
1	1,142	1,307	1,181	1,441	1,255
0,876	1	1,145	1,262	1,262	1,099
0,765	0,874	1	1,102	1,102	0,960
0,847	0,967	1,107	1,220	1,220	0,063
0,694	0,793	0,907	1	1	0,871
0,797	0,910	1,042	1,148	1,148	1

IODURE D'ALUMINIUM. — **FE.** Al^2I^3, 5aq. — **E.** 453,4. — **FA.** Al^2I^6 + 12aq. — **PM.** 1027. — **D.** 2,63.

Sol. Insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool éthéré, les acides et les alcalis.

P. Cristaux incolores, inodores, saveur salée; fond à 125°, bout à 150°; ses vapeurs forment avec l'air un mélange détonant.

UP. Fabrication des collodions.

Pr. Se prépare en faisant passer des vapeurs d'iode sur de l'aluminium chauffé au rouge.

O. D'après l'abbé Laborde, l'iodure d'aluminium rend le collodion très adhérent au verre.

IODURE D'AMMONIUM. — **F.** AzH^4I. — **E.** et **PM.** 145. — **Syn.** Iodhydrate d'ammoniaque.

Sol. 165 % dans l'eau froide; 25 % dans l'alcool; 0,5 % dans l'éther; 5 % dans l'alcool éthéré.

P. Corps blanc jaunâtre, cristallise en petits cubes déliquescents; doit être conservé en flacons bleus, bien bouchés. Se sublime sans décomposition à l'abri de l'air; se colore facilement en jaune par suite de la mise en liberté d'un peu d'iode.

UP. Préparation du collodion, qu'il rend plus fluide.

PL. Précipiter une solution d'iodure de fer par le carbonate d'ammonium, filtrer et évaporer la solution.

R. Ne doit pas laisser de cendres, lorsqu'on le chauffe sur une lame de platine.

O. Si l'iodure d'ammonium a l'avantage de rendre le collodion plus fluide, il a aussi l'inconvénient de le faire rougir plus vite. L'iodure d'ammonium

coloré par la lumière est purifié en le lavant avec de l'éther, qui ne dissout que l'iode.

IODURE D'ARGENT. — **F.** AgI. — **E.** et **PM.** 235. — **D.** 5,61.

Sol. Insoluble dans l'eau et l'ammoniaque, soluble dans l'hyposulfite de soude, les cyanures et sulfocyanures alcalins.

P. Poudre d'un jaune serin; fond au rouge en un liquide rouge foncé, n'est altéré par la lumière que s'il y a excès de nitrate d'argent; soluble dans l'iodure de potassium, insoluble dans l'ammoniaque.

UP. Se forme dans la couche de collodion par double décomposition.

PL. S'obtient par la précipitation de l'azotate d'argent par un iodure alcalin.

170gr d'azotate d'argent avec........	160gr d'iodure de potassium..........	donnent 235gr d'iodure d'argent
	150 » de sodium	
	145 » d'ammonium	
	183 » de cadmium...........	

IODURE DE CADMIUM. — **FE.** CdI. — **E.** 183. — **FA.** CdI^2. — **PM.** 366.

Sol. 88 °/₀ dans l'eau froide, 135 °/₀ dans l'eau chaude, 102 °/₀ dans l'alcool, 27 °/₀ dans l'éther, 50 °/₀ dans l'alcool éthéré.

P. Cristallise en tables nacrées, très brillantes, inaltérables à l'air; inodore, saveur métallique; les cristaux sont opaques lorsqu'ils contiennent de l'oxyiodure.

UP. Préparation du collodion.

PL. Mettre du cadmium en grenaille avec 10 fois son poids d'eau, ajouter peu à peu son poids d'iode, éviter l'échauffement et la grande lumière, sinon il se produirait de l'oxyiodure.

O. L'iodure de cadmium rend le collodion un peu épais et gélatineux, mais a l'avantage d'assurer sa conservation.

IODURE DE CALCIUM. — **FE.** CaI. — **E.** 147. — **FA.** CaI^2. — **PM.** 294.

Sol. 98 °/₀ dans l'eau froide, 135 °/₀ dans l'eau bouillante, très soluble dans l'alcool, moins dans l'éther.

P. Se présente en aiguilles déliquescentes, ordinairement colorées en brun par des traces d'iode libre; décomposé par la chaleur en présence de l'air.

UP. Collodions spéciaux.

P. S'obtient en dissolvant le carbonate de calcium dans l'acide iodhydrique ou en ajoutant de l'iode à une bouillie épaisse de chaux et de sulfate de calcium.

O. L'iodure de calcium dans le collodion donne des images dures, et le rend propre à la reproduction de gravures et de manuscrits.

IODURE DOUBLE DE CADMIUM ET DE POTASSIUM. — **FE.** CdI, KI. — **E.** 313. — **FA.** $KCdI^2$. — **PM.** 403,8.

Sol. 158 % dans l'eau froide; soluble dans l'alcool, l'éther et l'alcool éthéré.

P. Cristaux incolores, saveur salée, déliquescents, mais se conservent bien sans jaunir.

UP. Collodion.

PL. Mélanger 1 équivalent d'iodure de potassium bien sec et 1 équivalent d'iodure de cadmium dans 300^{gr} d'eau chaude, filtrer et laisser cristalliser.

O. Cet iodure donne une coloration jaune d'or au collodion, l'épaissit moins que l'iodure de cadmium seul et ne le rougit pas comme celui de potassium; il est plus soluble et assure mieux la conservation.

IODURE DE FER. — **FE.** FeI, 4aq. — **E.** 191. — **FA.** $FeI^2 + 4aq$. — **PM.** 382. — **D.** 2,87. — **Syn.** Iodure ferreux.

Sol. Très soluble dans l'eau froide; décomposé par l'eau chaude; soluble dans l'alcool.

P. Masse pulvérulente blanche, qui tourne au vert si elle contient un peu d'eau; déliquescente à l'air; se décompose à la chaleur en iode qui se dégage et en fer magnétique.

UP. Papier sensible à la chambre; collodion.

PL. On ajoute peu à peu de l'iode à de la limaille de fer placée dans un peu d'eau chauffée; la solution brunit d'abord (iodure ferrique), puis peu à peu verdit (iodure ferreux); on doit évaporer dans un courant d'hydrogène pour éviter la suroxydation.

ME. Le papier à l'iodure de fer se préparait en faisant bouillir 2^{gr} d'iode, 1^{gr} de limaille de fer, 12^{gr} de sucre et 20^{cc} d'eau (procédé calyssotype). L'iodure de fer donne de la sensibilité au collodion, mais le rougit très vite.

IODURE DE MAGNÉSIUM. — **FE.** MgI. — **E.** 139. — **FA.** MgI^2. — **PM.** 277.

Sol. Très soluble dans l'eau, peu dans l'alcool.

P. Cristaux déliquescents bruns, décomposés par la chaleur en présence de l'eau.

UP. Employé dans certains collodions.

Pr. Se prépare en attaquant le métal en poudre par la vapeur d'iode.

IODURE DE POTASSIUM. — **F.** KI. — **E.** 166. — **PM.** 165,8. — **D.** 3,06.

Sol. 138 °/₀ dans l'eau froide, 220 °/₀ dans l'eau chaude; 1,5 °/₀ dans l'alcool; 0,2 °/₀ dans l'éther; 0,8 °/₀ dans l'alcool éthéré; 40 °/₀ dans la glycérine.

P. Sel blanc cristallisé en cubes incolores lorsqu'ils sont purs, légèrement opaques lorsqu'ils contiennent du carbonate de potasse; saveur salée désagréable. Dissolvant de l'iode et de l'iodure d'argent.

UP. Collodion, préparation du papier sensible, renforcement.

Pr. Dissoudre de l'iode dans une solution concentrée de potasse caustique jusqu'à ce que le liquide prenne une teinte ambrée permanente; évaporer la liqueur, calciner au rouge sombre pour décomposer l'iodate, reprendre par l'eau et laisser cristalliser.

Pour purifier l'iodure du commerce dissoudre dans de l'eau bouillante additionnée d'acide iodhydrique, faire cristalliser et rejeter l'eau mère qui contiendra les impuretés.

R. La principale impureté au point de vue photographique est le carbonate de potasse; on la décèle en ajoutant à une solution saturée de ce sel six fois son volume d'eau de chaux; la présence du carbonate est indiquée par un précipité blanc.

O. Employé comme sensibilisateur dans le collodion, l'iodure de potassium est lent, mais il donne beaucoup d'intensité et de finesse au cliché. Sert pour obtenir des collodions exigeant de l'opacité dans les blancs et de la transparence dans les noirs : reproduction de gravures, etc., mais il a l'inconvénient de rougir vite le collodion; d'autre part, il est peu soluble.

IODURE DE SODIUM. — **F.** NaI + 4aq. — **E.** 186. — **PM.** 222. — **D.** 4,27.

Sol. 180 °/₀ dans l'eau froide; 310 °/₀ dans l'eau chaude; 8,4 °/₀ dans l'alcool; 0,27 °/₀ dans l'éther.

P. Cristallise en cubes efflorescents à l'air sec, déliquescents à l'air humide; brunit peu à peu par suite de la mise en liberté de l'iode.

UP. Collodions.

PI. S'extrait des eaux mères de soudes de varechs.

O. L'iodure de sodium seul ne donne pas un collodion stable; allié au cadmium, il donne de bons résultats.

IODURE DE ZINC. — **FE.** Zn I. — **E.** 159,5. — **FA.** ZnI^2. — **PM.** 319. — **D.** 4,69.

Sol. Très soluble dans l'alcool et l'éther.

P. Sublimé, il est en écailles prismatiques; hydraté, il cristallise en cubes déliquescents. Décomposé par la chaleur en iode et oxyde de zinc.

UP. Collodion.

PL. S'obtient en faisant agir l'iode sur du zinc en limaille, en présence de l'eau chaude.

J

JAVELLE (*Eau de*). — Solution d'hypochlorite de soude ou de potasse et de chlorure de potassium ou sodium (*voir* hypochlorite de potasse). C'est un décolorant énergique; il a été proposé pour débarrasser les papiers albuminés des dernières traces d'hyposulfite de soude; on doit employer dans e cas peu d'eau de javelle, car elle attaque la trame du papier.

K

K. — Symbole du potassium. (*Voir* ce mot.)

KAOLIN. — **D.** 2,21. — **Syn.** Terre à porcelaine.

Sol. Insoluble dans l'eau et l'alcool.

P. Composition complexe; c'est une argile blanche, très pure, provenant de la décomposition des feldspaths granitiques; employée à la fabrication de la porcelaine; est infusible.

UP. Sert à décolorer les vieux bains positifs d'argent; préparation du papier émail; sert à clarifier les vernis à l'alcool.

EN. Le principal gisement de kaolin est, en France, à Saint-Yrieix (Haute-Vienne). Le kaolin contient de 45 % à 50 % de silice, 30 % à 35 % d'alumine, de la soude, de la magnésie, un peu de fer et environ 10 % d'eau.

O. Le kaolin employé en Photographie doit être exempt de traces de fer; on l'essaye en le faisant bouillir avec de l'acide chlorhydrique, on neutralise le liquide à l'ammoniaque et on essaye au ferrocyanure; on reconnaît la présence du carbonate de chaux avec l'acide chlorhydrique, qui donne lieu à une effervescence.

KINOCYANINE. — **FA.** $C^{25}H^{12}O^{10}$. — **PM.** 472. (Formule sous réserve).

Sol. Dans l'eau, l'alcool et l'éther.

P. Poudre amorphe ou en cristaux mal définis, d'un bleu violet grisâtre. Les solutions sont vertes ou violettes; la teinte tourne au rouge vineux avec l'acide chlorhydrique, les sulfites et l'acide sulfureux. Réducteur puissant des sels d'or, d'argent et de platine; forme un révélateur se conservant bien.

UP. Développateur.

Pr. Gardée secrète par l'inventeur, mais on sait que c'est une couleur tirée du phénol.

ME. La kinocyanine a été découverte par A. Noël, qui a ainsi formulé le bain de développement :

	gr
Kinocyanine	10
Sulfite de sodium	50
Soude caustique	1
Carbonate de sodium	140
Eau	1000cc

Filtrer après dissolution.

KYANOL. — Synonyme d'aniline. (*Voir* ce mot.)

L

LABARRAQUE (*Liqueur de*). — Solution d'hypochlorite de soude; s'obtient en mélangeant 2 parties de carbonate de soude, 1 partie d'hypochlorite de chaux et 45 parties d'eau; employé comme désinfectant.

LACTATE DE FER. — **FE.** FeO, $C^6H^6O^6$, 3aq. — **E.** 152. — **FA.** $Fe(C^3H^5O^3)^2 + 3aq$. — **PM.** 288. — **Syn.** Lactate ferreux.

Sol. 10 % dans l'eau froide; très soluble dans l'eau bouillante; 0,2 % dans l'alcool froid, 90 % dans l'alcool bouillant; insoluble dans l'éther.

P. Aiguilles d'un jaune clair; donne une solution acide qui brunit rapidement à l'air.

UP. Procédés de photocopies aux sels de fer.

Pr. S'obtient en attaquant la limaille de fer par l'acide lactique ou dans la double décomposition du sulfate de fer par le lactate de baryum.

LACTIQUE (*Acide*). — **FE.** $C^6H^6O^6$. — **FA.** $C^3H^6O^3$. — **E.** et **PM.** 90. — **D.** 1,21.

Sol. Se dissout dans l'eau, l'alcool et l'éther en toutes proportions.

P. Liquide incolore, sirupeux; décomposé par la chaleur vers 200°, il est inodore; saveur fraîchement acide et agréable, coagule le lait.

UP. Proposé comme conservateur de l'acide pyrogallique en remplacement du sulfite de soude.

PL. S'extrait du lait aigri; on sature celui-ci par le bicarbonate de soude, on fait bouillir et on filtre; on concentre la liqueur et on dissout le lactate de soude par l'alcool; on précipite l'acide lactique par l'acide sulfurique, on filtre et on évapore. L'acide lactique étant assez répandu dans la nature, on peut l'obtenir par de nombreuses réactions.

O. L'acide lactique est un très bon conservateur et a l'avantage de n'avoir aucune action sur le développement.

LACTOSE. — Synonyme de *sucre de lait*. (*Voir* ce mot.)

LAVANDE (*Essence de*). — **D.** 0,886. — **Syn.** Huile de lavande, essence d'aspic.

P. Liquide légèrement ambré, odeur forte de fleurs de lavande; très onctueux

Sol. Insoluble dans l'eau, très soluble dans l'alcool et les essences.

UP. Sert à dissoudre le bitume non insolé (procédé Niepce), à fabriquer des encaustiques ou des vernis.

Pr. L'essence de lavande est extraite d'une labiée (*Lavandula vera*). La grande lavande (*L. spica*) fournit l'essence de spic ou d'aspic.

ME. Voici une des formules de vernis négatif à cette essence :

Essence de lavande	62cc
Gomme laque	135gr
Sandaraque	135gr
Baume du Canada	1gr
Alcool	2lit

Voir aussi le mot Dammar.

LÉIOCOME. — Synonyme de *dextrine*. (*Voir* ce mot.)

Li. — Symbole du lithium. — **E.** et **PA.** 7.

M

MAGNÉSIUM. — **F.** Mg. — **E.** 12. — **PA.** 24. — **D.** 1,75.

P. Métal d'un blanc d'argent, malléable, ductile, peu tenace; s'oxyde dans l'air humide; fusible à 420°, distille à 1000°; brûle au rouge en donnant une magnifique lumière très actinique avec fumées blanches de magnésie.

UP. Donne en brûlant une forte lumière pour instantanés ou poses en lieux sombres.

PI. Se prépare industriellement en chauffant au rouge du chlorure de magnésium avec du sodium, du chlorure de potassium et du fluorure de calcium; le métal se réunit au fond du creuset en limaille; on le purifie en le distillant dans un courant d'hydrogène.

O. La lumière du magnésium est très riche en rayons bleus, violets et ultra-violets, très actiniques; un fil de $\frac{1}{3}$ de millimètre de diamètre donne autant de lumière que 74 bougies. Le métal se brûle en ruban dans des lampes à mouvement d'horlogerie, et en poudre dans des appareils, consistant à insuffler celle-ci dans une flamme d'alcool; il est souvent falsifié avec du zinc.

ME. On a proposé sous le nom de *photo-poudres* plusieurs mélanges de poudre de magnésium avec des corps riches en oxygène; ils sont très dangereux à manier; voici quelques formules :

	gr	gr	gr	gr
Magnésium en poudre	3	3	3	10
Chlorate de potasse	3	6	4	19
Coton-poudre	1	»	»	»
Sulfure d'antimoine	»	1	0,8	»
Soufre lavé	»	»	»	15

La trituration de ces poudres doit être faite avec prudence, le chlorate et le magnésium formant un mélange détonant au choc.

MAGNÉSIUM (*Caractères des sels de*). — **CG.** Les sels magnésiens sont généralement neutres, d'une saveur très amère; forment avec l'ammoniaque des sels doubles.

R. Les principales réactions auxquelles ils donnent lieu sont les suivantes :

1° *Soude caustique,* précipité blanc.

2° *Carbonate d'ammoniaque* ou *ammoniaque* (s'il n'y a pas de chlorure présent), précipité blanc.

3° *Ferrocyanure de potassium,* précipité blanc dans les liqueurs concentrées.

4° *Phosphate de soude et ammoniaque,* précipité cristallin.

Pr. Se préparent par double décomposition ou attaque directe.

MAILLECHORT. — Alliage de cuivre et de nickel, découvert par deux ouvriers lyonnais, Maillot et Chorier, qui lui ont imposé le nom formé des premières syllabes de leurs noms. Le maillechort français comprend 50 parties de cuivre, 18 de nickel, 31 de zinc. Des alliages des mêmes métaux, à dosages différents, sont connus sous le nom d'*argentan* et appelés en Allemagne *pakfung*.

MASTIC EN LARMES. — **FA.** $C^{20}H^{30}O$. — **PM.** 286.

Sol. Soluble dans l'alcool, l'éther, les essences et le chloroforme.

P. Résine d'un jaune pâle, souvent très molle, cassure vitreuse, odeur agréable et aromatique.

UP. Entre dans la composition de nombreux vernis qu'il rend moins cassants.

PI. Extrait par incision d'une térébinthacée (*Pistacia Lentiscus*) qu'on trouve surtout dans l'île de Chio.

ME. *Voir* vernis.

MÉTABISULFITE DE POTASSIUM. — **FE.** KO, HO, S^2O^4. — **E.** 112. — **FA.** $KHSO^3$. — **PM.** 120. — **Syn.** Bisulfite, sulfite acide de potasse.

Sol. 33 % dans l'eau, insoluble dans l'alcool.

P. Cristaux en aiguilles; incolore, goût soufré désagréable, odeur forte d'acide sulfureux; sel neutre au papier de tournesol.

UP. Préservateur énergique de l'acide pyrogallique et ses isomères; employé aussi dans le fixage, mélangé à l'hyposulfite, qu'il conserve.

PL. On sursature une forte solution de carbonate de potasse avec de l'acide sulfureux, on précipite ensuite le sel en ajoutant à la liqueur la quantité nécessaire d'alcool absolu. Il se précipite une masse de cristaux aciculaires qu'on jette sur un filtre et qu'on lave à l'alcool.

On arrive au même résultat en chauffant la solution de carbonate de potasse vers 100° et faisant passer de l'acide sulfureux gazeux jusqu'à ce qu'il ne soit plus absorbé ; on arrête l'arrivée du gaz et on fait cristalliser.

R. La solution de ce sel traitée par l'acide chlorhydrique ne doit donner qu'un faible précipité au chlorure de baryum.

ME. Swann a le premier proposé ce corps et donné la formule suivante, qui permet de conserver longtemps l'acide pyrogallique liquide :

	gr
Métabisulfite de potasse	9
Bromure d'ammonium	4
Acide pyrogallique	9
Eau	4

Pour l'usage 1 partie de ce liquide et 10 parties d'eau auxquelles on ajoute la quantité d'ammoniaque suffisante.

MÉTABISULFITES. *Voir* bisulfites.

MERCURE. — **F.** Hg. — **E.** 100. — **PA.** 200. — **D.** 13,60 — **Syn.** Vif-argent.

P. Métal liquide à la température ordinaire ; opaque, d'un beau blanc d'argent, forme des amalgames avec nombre de métaux. Se solidifie à — 40° ; émet des vapeurs à 20 ou 25° ; communique à l'eau une saveur métallique désagréable. Se dissout dans les acides sulfurique et azotique ; l'acide chlorhydrique n'a pas d'action sur lui.

UP. Sert à préparer les sels mercuriels ; employé à l'état de vapeur dans le daguerréotype, comme révélateur.

EN. Se trouve à l'état natif, ou sous forme de sulfure (*cinabre*). Les principales mines sont Almaden (Espagne), Idrya (Illyrie) et le duché de Deux-Ponts (Bavière).

R. Le mercure du commerce contient toujours de l'étain, du plomb, du zinc ou du bismuth ; on reconnaît que le mercure est impur lorsqu'il laisse sur une glace une traînée grise, on dit qu'il fait *la queue*.

MERCURE (*Renforcement au*). — Le bichlorure de mercure en solution est employé pour le renforcement des clichés : celui-ci étant plongé dans le bain de mercure, 1 partie de l'argent s'unit au mercure pour former un

chlorure double; il se précipite en même temps du chlorure de mercure (calomel) en poudre blanche; pour retarder cet effet et aider la solution du bichlorure, on met dans le bain un chlorure alcalin. La couche ayant été lavée à plusieurs reprises est mise à noircir dans un bain destiné à précipiter le mercure à l'état de métal divisé ou de sous-sel insoluble. L'ammoniaque et le carbonate d'ammoniaque donnent un précipité noir (sous-chlorure ammoniacal de mercure). Les alcalins (potasse, soude, baryte, chaux) donnent un précipité d'oxyde noir de mercure.

Avec une solution d'iodure de potassium l'image blanche tourne au jaune brun (mélange d'iodure et de mercure métallique).

Une solution de cyanure double de cuivre et potassium, obtenue en saturant 1 partie de cyanure de potassium par 20 parties de carbonate de cuivre fraîchement précipité, noircit l'image en formant du cyanure de mercure soluble et en précipitant le cuivre. Le sulfite de soude et le sel de Schlippe donnent des tons orangés; enfin l'oxalate de fer réduit à l'état métallique les chlorures d'argent et de mercure et donnent un précipité noir.

MERCURIELS (*Caractères des sels*). — **CG.** Les sels mercuriels forment deux classes : les sels mercureux et les sels mercuriques; ils sont réduits facilement par le chlorure stanneux et l'acide sulfureux. Le cuivre, le zinc, le fer, les déplacent facilement; les sels solubles ont une saveur métallique désagréable, ils sont vénéneux.

R. Les sels solubles donnent lieu aux réactions suivantes :

1° *Acide sulfhydrique,* précipité noir.

2° *Soude caustique,* précipité noir pour les sels mercureux, jaune pour les sels mercuriques.

3° *Chlorure stanneux,* précipité blanc devenant gris.

4° *Iodure de potassium,* jaune vert avec les sels mercureux, rouge avec les sels mercuriques.

5° *Ammoniaque,* précipité noir avec les sels mercureux, blanc avec les sels mercuriques.

Pr. Ils se préparent, en général, en faisant agir à chaud l'acide sur le métal, ou par double décomposition.

O. L'iodure et le chromate de mercure sont sensibles à la lumière; on a cherché à établir des procédés photographiques sur cette propriété; en tous cas, tous les sels mercuriels au maximum sont réduits au minimum par la lumière : c'est pour cette raison que l'on conseille de garder en flacons bleus les solutions de bichlorure, sinon ils ne tardent pas à déposer une poudre blanche (calomel).

MÉTHYL CATÉCHOL. — Synonyme de *gaïacol*. (*Voir* ce mot.)

Mg. — Symbole du magnésium. (*Voir* ce mot.)

MIEL. — **P.** Liquide sirupeux, de couleur jaune, contenant une forte proportion de glucose incristallisable.

UP. A été employé pour conserver les plaques au collodion; on l'ajoute au bain de fer pour donner des images plus brillantes.

EN. Sécrétion naturelle de l'abeille domestique; se sépare, par filtration sur tamis, de la cire.

ME. La solution conservatrice au miel comprend :

	gr
Miel	5
Gomme arabique	50
Alcool	50
Eau	300

MINE DE PLOMB. — Nom impropre de la plombagine (*voir* ce mot), variété de carbone pur.

Mn. Symbole du manganèse. — **E.** 27,5. — **PA.** 54,8.

MOLYBDATE D'AMMONIUM. — **FA.** $Mo^7O^{24}(AzH^4)^6 + 4aq.$ — **PM.** 1166.

Sol. 40 % dans l'eau froide; décomposé par l'eau bouillante.

P. Prismes volumineux d'un blanc opaque ou teintés en bleu clair par des traces d'oxyde de molybdène; décomposé par l'eau bouillante en acide molybdique.

UP. Réactif de l'acide phosphorique et des phosphates (précipité jaune).

Pr. S'obtient en évaporant une solution d'acide molybdique dans l'ammoniaque.

MUCILAGE. — On donne ce nom à une sorte de matière gommeuse qu'on extrait par l'ébullition, dans l'eau, de certaines graines, telles que la graine de lin, le pépin de coing, racine de guimauve, etc. Les mucilages ont été proposés comme vecteurs des sels sensibles; on les emploie dans les procédés aux poudres, en particulier dans les émaux photographiques. Ils doivent être employés à l'état frais, car ils ne tardent pas à subir une fermentation acide; ils ont la même composition que les gommes.

MURIATES. — Synonymes de chlorures et chlorhydrates. *Voir* ces sels.

MURIATIQUE (*Acide*). — *Voir* acide chlorhydrique.

N

N. — Symbole de l'azote peu employé en France, seul admis en Angleterre, en Amérique et en Allemagne; N est la première lettre du mot Nitrogène, qui a la même signification que le mot Azote, en chimie.

Na. — Symbole du sodium, du mot latin Natrum. (*Voir* ce mot.)

NAPHTE. — **D.** 0,78. — **Syn.** Essence de pétrole. E. minérale.

P. Hydrocarbure retiré par distillation du pétrole brut; odeur forte; liquide mobile, légèrement opalescent.

UP. Encaustiques; procédés au bitume.

PI. Le naphte est le produit de la distillation du pétrole qui passe entre 75° et 120°.

NAPHTOLS (*Généralités*). — Les naphtols ou phénols naphtyliques sont de la formule $C^{10}H^{8}O$, ils procèdent de la naphtaline par oxydation. Schœffer, en étudiant l'action de l'acide sulfurique sur la naphtaline, en obtint deux naphtols qu'il désigna par les lettres α et β.

α-Naphtol. — Se présente en aiguilles brillantes à forte odeur de phénol; peu soluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther; fusible à 92°.

β-Naphtol. — Se présente en lames nacrées, inodores; fusible à 122°, soluble dans l'eau. Une réaction typique différencie les deux naphtols : le premier colore le bois de sapin en vert, qui tourne au brun, le second le colore en bleu verdâtre.

Les naphtols ont donné naissance à divers produits employés en Photographie, parmi lesquels nous citerons l'iconogène, qui est du type β. Il est probable que ces corps sont appelés à donner, soit comme matières colorantes, soit comme réducteurs, de nombreuses combinaisons utilisables en Photographie.

Ni. — Symbole du nickel. (*Voir* ce mot.)

NICKEL. — **F.** Ni. — **E.** 29,5. — **PA.** 58,6. — **D.** 8,9.

P. Métal blanc grisâtre à cassure fibreuse; très dur, malléable et ductile, ne s'oxyde pas à l'air froid; dissous facilement par la plupart des acides; forme avec le zinc et le cuivre un alliage appelé *maillechort*. (*Voir* ce mot.)

UP. Ustensiles de Photographie, cuvettes, etc.

PI. S'extrait d'un arséniure, le *kupfer-nickel;* depuis que le nickel est entré d'une façon courante dans l'industrie, on l'extrait de minerais contenant du cuivre soit pour avoir directement des alliages, soit, en poussant la purification, pour avoir le métal pur; avec le nickel on trouve toujours associé le cobalt.

NITRATES. — *Voyez* azotates.

NOIR ANIMAL. — Nom commercial du charbon animal. (*Voir* ce mot.)

NOIX DE GALLE. — **P.** Se présente sous la forme d'une boule irrégulière, dure, pesante, d'une couleur variant du vert au brun : les vertes sont considérées comme les meilleures.

UP. Fabrication du tanin, des acides galliques et pyrogalliques; sert de préservateur, en solution.

EN. Excroissances produites sur les feuilles de diverses espèces d'arbres, en particulier le chêne, par un insecte (*Diplopepsis gallæ tinctoriæ*).

PL. On obtient sa solution en faisant bouillir les noix de galle concassées dans de l'eau; on obtient ainsi un liquide brun.

O

O. — Symbole de l'oxygène. (*Voir* ce mot.)

OR. — **F.** Au. — **E.** 98,5. — **PA.** 196,6. — **D.** 19,0.

P. Métal d'une couleur jaune un peu rougeâtre; vert par transparence en feuilles minces; plus mou que l'argent; dureté moyenne, peu élastique, très malléable et ductile. Fond vers 1100° et paraît alors vert. Inaltérable à l'air, soluble dans l'eau régale seule.

UP. Préparation des sels de virage.

EN. Se rencontre le plus souvent à l'état natif dans les terrains d'alluvion, ou en filons dans le quartz. Il est généralement allié à d'autres métaux. Les principaux pays où on trouve l'or sont : la Californie, l'Australie, la Russie d'Asie, le Brésil et le Mexique.

O. Pour les usages de la pratique l'or doit être allié au cuivre, qui lui donne de la dureté : l'or des monnaies est au titre de $\frac{900}{1000}$, les médailles d'or sont au titre de $\frac{916}{1000}$, celui des bijoux de $\frac{750}{1000}$. Il est bon de remarquer que la loi défend la destruction des monnaies.

OR (*Caractères des sels d'*). — **CG.** Les sels d'or sont généralement déliquescents, teintés en jaune ou brun; les sels aureux, plus particulièrement les chlorures, sont seuls employés.

R. Les sels d'or donnent lieu aux réactions suivantes :

1° Avec l'*hydrogène sulfuré,* précipité noir brun;

2° Avec l'*ammoniaque,* précipité d'un jaune rougeâtre (or fulminant);

3° Avec le *sulfate ferreux,* dépôt brun d'or métallique.

4° Avec le *chlorure stanneux* et quelques gouttes d'acide chlorhydrique, précipité rouge (pourpre de Cassius).

P. Les sels d'or se préparent en traitant le métal par l'eau régale; du chlorure on passe aux autres sels par double décomposition.

O. L'or formant avec l'ammoniaque un précipité d'or fulminant très instable et détonant au moindre choc, on doit éviter avec le plus grand soin que la réaction se produise.

ORANGE MÉTHYLE. — **FA.** C^6H^4, SO^3Na, $AzHC^6H^4(CH^3)^2$. — **PM.** 331. — **Syn.** Orange de Poirier, tropœoline.

Sol. Soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool.

P. Poudre d'un brun orangé; les acides font tourner sa solution au rouge, et les alcalis la ramènent au rouge orangé.

UP. Indicateur pour l'estimation des acides sulfurique, azotique et chlorhydrique; plus sensible que le tournesol; n'est pas affecté par l'acide carbonique; avec les acides organiques ses indications sont sans valeur.

O. Son nom chimique est *diméthylamidobenzol sulfonate de soude.* C'est par le traitement de ce corps qu'on obtient l'iconogène.

OSEILLE (*Sel d'*). — *Voir* oxalate (bi) de potasse; on extrait le sel d'oseille de la plante par expression, on lave et on filtre; on concentre pour faire cristalliser.

OXALATES (*Caractères des*). — **CG.** L'acide oxalique donne lieu à des sels neutres de la forme $C^2O^4(R)^2$ ou des sels acides ou bioxalates de la forme $C^2O^4(HR)$. Les oxalates neutres, sauf ceux des alcalis, sont insolubles dans l'eau, les bioxalates solubles. Chauffés avec l'acide sulfurique, ils donnent de l'acide carbonique.

R. Les oxalates solubles donnent lieu aux réactions suivantes :

1° *Chlorure de calcium*, précipité blanc;

2° *Azotate d'argent*, précipité blanc;

3° *Acide sulfurique* à chaud, dégagement d'acide carbonique sans que la liqueur noircisse (ce qui les différencie des tartrates).

P. Se préparent, en général, par l'action de l'acide oxalique sur l'oxyde ou le carbonate du métal.

O. Les oxalates agissent dans les bains au pyrogallol comme le bromure; ils retardent le développement, mais donnent des clichés brillants exempts de voile.

OXALATE D'AMMONIUM. — **FE.** $2AzH^4O, C^2H^3$, 2 aq. — **E.** 100. — **FA.** $C^2O^4(AzH^4)^2$ + aq. — **PM.** 140. — **D.** 1,5. — **Syn.** Oxalate neutre.

Sol. 33 % dans l'eau froide, insoluble dans l'alcool et l'éther; la solubilité dans l'eau diminue si celle-ci contient des sels ammoniacaux.

P. Fines aiguilles prismatiques, incolores, saveur piquante; se décompose par la chaleur en oxamide.

UP. Sert à préparer l'oxalate ammoniacal de fer.

PL. Se prépare en neutralisant une solution d'acide oxalique par du carbonate d'ammoniaque et en évaporant.

OXALATE AMMONIACO-FERRIQUE. — **FE.** $2FeO, C^2H^3 + 2AzH^4O$. C^4H^6 2 aq. — **E.** 166. — **FA.** $Fe^2(AzH^4)^2(C^2O^4)^4$. — **PA.** 360. — **Syn.** Oxalate ferrico-ammoniacal.

Sol. 90 % dans l'eau froide, 126 % dans l'eau bouillante.

P. Cristaux octaédriques vert clair, inodores, saveur métallique; doivent être conservés à l'obscurité, sinon ils tendent à s'oxyder en présence de la lumière en donnant de l'acide carbonique et une poudre jaune ocreuse.

UP. Employé en platinotypie et dans certains procédés cyanotypes.

P. Mélanger une solution chaude d'hydrate ferrique avec du bioxalate d'ammonium.

OXALATE FERREUX. — **FE.** Fe^2O^3, C^2H^3 + 2 aq. — **E.** 128. — **FA.** FeC^2O^4 + 2 aq. — **PM.** 180.

Sol. Presque insoluble dans l'eau froide (0,05 %), moins dans l'eau chaude (0,03 %); soluble dans une solution d'oxalate de potasse, insoluble dans l'alcool et l'éther.

P. Se présente sous la forme d'une poudre d'un jaune pâle, s'altère à l'air humide et devient oxalate ferrique.

UP. Développateur.

P. Se prépare en traitant de la limaille de fer par une solution concentrée d'acide oxalique.

O. Se produit lorsqu'on verse une solution d'oxalate neutre de potasse dans du sulfate de fer, ou lorsque, inversement, on met trop de fer. Si il se produit en voile poussiéreux jaune sur le cliché, on l'enlève à l'aide d'un flocon d'ouate mouillée.

OXALATE FERRIQUE. — **FE.** FeO, C^2H^3. — **E.** 102. — **FA.** $Fe^2O^3(C^2O^4)^3$ — **PM.** 280.

P. Liquide sirupeux d'un brun olive, incristallisable; se décompose à la lumière ou à une température de 35° et passe à l'état de sous-sel.

UP. Platinotypie.

PL. 1° Dissoudre du sesquioxyde de fer dans l'acide oxalique. 2° Précipiter une solution bouillante de 100^{gr} de perchlorure de fer par 50^{gr} de soude; laver, filtrer; ajouter, à l'hydrate de fer formé, 40^{gr} d'acide oxalique pur, laisser la combinaison se faire à l'obscurité.

OXALATE (*neutre*) DE POTASSIUM. — **FE.** 2 KO, C^2H^3. 2 aq. — **E.** 119,1. — **FA.** $C^2O^4K^2$ + aq. — **PM.** 212. — **D.** 2,04.

Sol. 33 % dans l'eau froide ; insoluble dans l'alcool et l'éther.

P. Se présente sous la forme de petits cristaux blancs ou en poudre cristalline; inodore, saveur fraîche et piquante. Vénéneux.

UP. Préparation du révélateur au fer; procédé platinotype.

P. Saturer à chaud de l'acide oxalique par du carbonate de potasse jusqu'à ce que la liqueur ne rougisse plus le papier de tournesol; laisser cristalliser.

R. Souvent falsifié avec du chlorure de sodium ou des sulfates de potasse et de soude. On calcine un échantillon et on traite le résidu par l'acide azotique : le nitrate d'argent indique la présence des chlorures, le nitrate de baryte, les sulfates.

ME. Le révélateur au fer se compose de :

A. Oxalate de potassium	30^{gr}
Eau	100^{cc}
B. Sulfate de fer	25^{gr}
Acide tartrique	$0{,}5^{gr}$
Eau	100^{cc}

Pour l'usage verser 1 partie de B dans 4 parties de A, ne pas inverser.

OXALATE (*bi*) DE POTASSIUM. — **FE.** $KO.(C^2H^3)^2.3HO$. — **E.** 116. — **FA.** C^2O^4HK. — **PA.** 128. — **Syn.** Sel d'oseille.

Sol. 2,5 °/₀ dans l'eau froide; 10 °/₀ dans l'eau bouillante; 2,9 °/₀ dans l'alcool bouillant.

P. Cristaux acides, transparents, saveur aigre d'oseille, vénéneux.

UP. Préparation des oxalates, retouches.

PI. Se trouve dans un certain nombre de plantes, entre autres l'oseille (*Oxalis*) d'où son nom. Le suc de la plante est chauffé avec du sérum de sang de bœuf, concentré, puis on le laisse cristalliser.

R. Le sel d'oseille du commerce contient du bioxalate et du quadroxalate de potasse.

OXALATE POTASSICO-FERREUX. — **FE.** $Fe^2O^3, C^2H^3 + 2KO, C^2H^3, 4HO$. — **E.** 270. — **FA.** $FeK^2(C^2O^4)^2$. — **PM.** 392.

P. Liquide orangé quand il y a excès de potasse, sinon, poudre jaune insoluble. (*Voir* O. ferreux.). Réducteur énergique.

UP. Développement du gélatinochlorure.

PL. Produit par le mélange de l'oxalate de potasse et du sulfate ferreux. Peut être obtenu pur en dissolvant des cristaux d'oxalate ferreux à saturation dans de l'oxalate de potasse, mêler avec un égal volume d'alcool et laisser reposer 24 heures.

ME. *Voir* oxalate neutre de potasse.

OXALATE POTASSICO-FERRIQUE. — **FE.** $2FeO, C^2H^3 + 2KO, C^2H^3$, 2 aq. — **E.** 244. — **FA.** $Fe^2(C^2O^4)^3K^2(C^2O^4)$. — **PA.** 492.

Sol. 6 °/₀ dans l'eau froide; 25 °/₀ dans l'eau bouillante, insoluble dans l'alcool.

P. Cristaux verdâtres en tables, efflorescents à l'air, devenant peu à peu bruns et opaques à la lumière.

UP. Employé dans certains procédés bleus à cause de sa propriété de se décomposer sous l'influence de la lumière.

P. Se produit en mélangeant l'oxalate ferreux ayant servi au développement des négatifs et l'oxalate de potasse des vieux bains de développement du procédé au platine.

OXALATE DE SOUDE. — **FE.** $2NaO, C^4H^6 + 2aq$. — **E.** 110. — **FA.** $C^2O^4Na^2$. — **PM.** 170.

Sol. 3,5 % dans l'eau froide, 7 % dans l'eau chaude.

P. Sel anhydre difficile à faire cristalliser, mêmes propriétés que le sel de potasse.

UP. Succédané de l'oxalate de potasse.

PI. Se trouve dans nombre de plantes, notamment les varechs, et s'obtient comme le sel de potasse.

OXALIQUE (*Acide*). — **FE.** C^2O^3HO. — **E.** 45. — **FA.** $C^2H^2O^4$. — **PM.** 126. — **D.** 1,64.

Sol. 8 % d'eau froide; 345 % d'eau chaude; légèrement soluble dans l'alcool.

P. Cristallise en prismes incolores d'une saveur aigre et piquante; fond à 98°, se volatilise à 130° en se décomposant partiellement. Réducteur énergique, poison violent, même à faible dose, occasionnant des vomissements et des convulsions; le contrepoison est la craie ou la magnésie dans du lait.

UP. Retardateur; platinotypie.

PL. Chauffer doucement 100gr de sucre ou d'amidon avec 800gr d'acide azotique et 1lit d'eau; ou, plus économiquement, chauffer un mélange de potasse, soude et chaux avec de la sciure de bois; on obtient ainsi des oxalates basiques, qui, décomposés par un acide, donnent l'acide oxalique.

R. Donne avec les sels de chaux un précipité *insoluble dans l'acide acétique*. Cause du voile blanc dans le développement au fer, lorsque les eaux de lavage sont calcaires.

OXANILINE. — Synonyme de paramidophénol. (*Voir* ce mot.)

OXYGÈNE. — **FE.** et **FA.** O. — **E.** 8. — **PA.** 16. — **D.** 1,105, par rapport à l'air.

Sol. Légèrement soluble dans l'eau, 2,4 % en volume.

P. Gaz incolore, inodore, insipide; n'a pu être solidifié qu'à des très basses températures, sous des pressions énormes. Un litre d'oxygène pèse 1gr,437. Ce gaz entretient les combustions avec vivacité, s'unit à tous les corps simples pour former des acides ou des oxydes; corps très répandu, l'air en contient 21 % et l'eau 88 %.

UP. Lumière oxhydrique, agrandissements et projections.

PL. Se prépare par de nombreux procédés; le plus usité consiste à chauffer du chlorate de potasse, qui se décompose en chlorure de potassium et oxygène; on facilite la réaction en ajoutant au sel un peu de bioxyde de manganèse ou de sable fin.

PI. Industriellement on l'obtient en faisant passer un courant d'air sec sur de la baryte chauffée, celle-ci se peroxyde; lorsqu'elle est saturée, on arrête l'arrivée de l'air et on pousse la chaleur : la baryte restitue tout l'oxygène absorbé; la double opération se renouvelle indéfiniment. (Brin.)

ME. L'oxygène de l'air peut être considéré comme un accélérateur et un intensifieur dans le développement : en effet, lorsque l'image s'est complètement dessinée et qu'on veut la pousser, il suffit de l'exposer à l'air; elle monte très rapidement.

OXYPHÉNOL. — Synonyme de pyrocatéchine. (*Voir* ce mot.)

P

P ou Ph. — Symbole du phosphore; la notation en équivalents écrit Ph, la notation atomique P.

PALLADIUM. — **F.** Pd. — **E.** 53,25. — **PA.** 106,5. — **D.** 11,5.

P. Métal blanc aussi dur que le platine, assez ductile; a pour propriété particulière d'absorber jusqu'à 376 fois son volume d'hydrogène, le métal se gonfle légèrement; fond à 1500°.

UP. Préparation des sels de palladium.

PI. On traite les sables platinifères par l'eau régale, on sature l'excès d'acide par la soude et l'on précipite par le cyanure de mercure; le palladium étant le seul corps qui puisse déplacer le mercure, on obtient du cyanure de palladium restant en solution; ce sel calciné à haute température donne le métal pur.

EN. Se trouve mêlé dans la proportion de 1,5 % dans les minerais de platine de l'Oural et dans les sables aurifères du Brésil.

PAPIER SALÉ. — Le papier salé donne des images mates, très propres

au travail de l'aquarelle; on a donné pour l'encollage et le salage du papier diverses formules résumées ci-dessous :

	1.	2.	3.	4.	5.	6.
Eau	1000cc	1000cc	1000cc	1000cc	1000cc.	1000cc
Chlorure de sodium....	30gr	20gr	20gr	»	»	5gr
» d'ammonium..	»	»	»	»	10gr	14gr
» de baryum....	»	»	»	24gr	»	»
Citrate de soude	»	20gr	»	»	»	20gr
Arow-root	»	20gr	35gr	27gr	34gr	»
Acide citrique..........	10gr	»	»	3gr,5	0gr,5	»
Gélatine	»	»	»	»	»	2gr
Tapioca................	40gr	»	»	»	»	»

Ces formules sont dues à : 1° Brebisson, 2° Monckhoven, 3° Vogel, 4° Liesegang, 5° Kliffel, 6° Abney. (*Voir* Fabre, *Encyclopédie photographique.*)

PARACITRIQUE (*Acide*). — **FE.** $C^{12}H^6O^{12}$. — **E.** 174. — **FA.** $C^6H^6O^6$. — **PA.** 174. — **Syn.** Acides aconitique, équisétique, citridique.

Sol. Soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther.

P. Poudre cristalline blanche; fond à 140° en brunissant; se décompose à 160°; réducteur énergique des sels d'or qu'il dépose à l'état métallique brillant.

UP. Virages et photographie sur soie.

Pr. S'extrait du suc de l'aconit; se prépare encore en chauffant rapidement de l'acide citrique; la masse est reprise par l'éther, qui abandonne l'acide paracitrique par évaporation.

ME. On emploie plus particulièrement le paracitrate de soude plus soluble.

PARAFFINE. — **FE.** $C^{48}H^{50}$. — **FA.** $C^{24}H^{50}$. — **E.** et **PM.** 338. — **D.** 0,87.

Sol. Insoluble dans l'eau et l'alcool froid; 35 °/₀ dans l'alcool bouillant, soluble dans l'éther et les huiles essentielles.

P. Solide, incolore, translucide, inodore, insipide. Fond à 45°; brûle avec une flamme bleuâtre : on compte de nombreuses variétés de paraffines différant par le corps d'où elles sont extraites; toutes conviennent également bien aux usages photographiques.

UP. Employé pour cirer les papiers, pour imperméabiliser les cuvettes de carton; encaustique pour cirer les verres afin d'empêcher l'adhérence des épreuves.

Pr. Se retire, en particulier, des goudrons de houille ou de pétrole.

PARAMIDOPHÉNOL. — **FA.** C^6H^7AzO ou C^6H^4, OH, AzH^2. — **PA.** 109. — **Syn.** Oxaniline.

Sol. 1,2 °/₀ dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau chaude; 4,5 °/₀ dans l'alcool absolu froid; plus soluble dans les alcalis.

P. Cristallise en lames minces nacrées. La solution aqueuse, surtout en présence des alcalis, prend une coloration rouge violacé; le sulfite de soude retarde la coloration. Traité par le bichromate de potasse et l'acide sulfurique le paramidophénol se transforme en hydroquinone. Fond à 180°.

UP. Développement alcalin pour les gélatinochlorure et bromure.

Pr. Se prépare par la distillation sèche, sur de la pierre ponce, de l'acide amidosalycilique. L'isonitrophénol, réduit par l'acide chlorhydrique et l'étain, produit aussi ce corps, fourni du reste par plusieurs réactions du même ordre.

O. Le paramidophénol est peu soluble dans l'eau; il a toutefois l'avantage de ne pas colorer la gélatine et se conserve bien en flacons même débouchés. Très énergique, il peut servir en petite quantité à développer de nombreux clichés.

ME. MM. Lumière ont donné les formules suivantes :

	gr	gr
Paramidophénol	12	20
Sulfite de soude	200	250
Carbonate de soude	100	»
Lithine caustique	»	5
Eau	1000cc	1000cc

On peut remplacer le carbonate de soude par 12gr de carbonate de lithine ou 148 de carbonate de potasse.

PARAPHÉNYLÈNDIAMINE. — **FE.** $C^{12}H^4Az^2$, $C^{12}H^4Az^3$. — **E.** 196. — **FA.** $C^6H^4(AzH^2)^2$. — **PM.** 108. — **Syn.** Diamidobenzine.

Sol. Assez soluble dans l'eau bouillante.

P. Lamelles légèrement teintées en rose ou en violet par le chlore et les chlorures ferrique et platinique. Fond à 140°, bout à 267.

UP. Développateur.

PI. Se prépare par de nombreux procédés : en particulier, on traite l'acétaniline nitrée par l'étain et l'acide chlorhydrique : après la réaction, qui est très vive, on décante le liquide, on l'étend d'eau; on précipite l'étain par l'hydrogène sulfuré, on filtre et on évapore; on décompose alors les cristaux de chlorhydrate de paraphénylèndiamine par un carbonate alcalin our isoler le produit pur.

O. Très bon développateur, donne des clichés gris très doux et aptes à un bon tirage : on ne doit employer que peu, ou même pas de sulfite, car celui-ci agit comme retardateur.

ME. Voici la formule du bain de développement :

A.	Paraphénylèndiamine	2^{gr}
	Eau	100^{cc}
B.	Potasse caustique	10^{gr}
	Eau	100^{cc}

Prendre pour l'usage 2 volumes de A et 1 de B.

Pb. — Symbole du plomb. (*Voir* ce mot.)

PÉONINE. — **FE.** $C^{40}H^{12}O^4$, 2 AzO. — **E.** 328. **FA.** $C^{19}H^{12}O^3Az^2$. — — **PM.** 316. — **Syn.** Coralline rouge.

Sol. Insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'acide acétique.

P. En solution alcoolique ou acétique donne une magnifique couleur rouge, malheureusement peu stable. On peut considérer la péonine comme un amide rosolique.

UP. Procédés orthochromatiques; vernis rouges inactiniques : proposée contre le halo.

PI. Chauffer pendant 3 heures environ à 150° en vase clos un mélange de 1 partie d'acide rosolique et 3 parties d'ammoniaque du commerce. Par refroidissement, on obtient un liquide sirupeux de couleur violette à reflets dorés, dont on sépare la péonine par l'acide chlorhydrique.

O. Le nom de ce corps lui vient de *Pœonia*, pivoine.

ME. Pour l'employer contre le halo on met quelques gouttes d'une solution de péonine, dans l'acide acétique, dans une quantité d'eau suffisante pour donner un liquide rouge orangé; on y trempe les plaques une ou deux minutes, on lave à l'eau distillée et l'on sèche.

PERMANGANATE DE POTASSE. — **FE.** KO, Mn^2O^7. — **E.** 158,1. — **FA.** MnO^4K. — **PM.** 316. — **D.** 2,71. — **Syn.** Caméléon minéral.

Sol. 6,3 % dans l'eau froide; très soluble dans l'eau chaude; décomposé par l'alcool.

P. Cristaux d'un noir pourpre à reflets verdâtres. Colore l'eau en rouge pourpre, se colore en vert en présence des matières organiques; colore la peau et le papier en brun; oxydant énergique.

UP. Intensificateur pour les clichés (1^{gr} pour 150 d'eau), vire les négatifs

en jaune orangé non actinique; décoloration des bains d'argent; réactif de l'hyposulfite dans les eaux de lavage.

PL. Chauffer dans un creuset en fer 50gr de bioxyde de manganèse, 50gr de chlorate de potasse et 60gr de potasse dissoute dans la plus petite quantité d'eau possible. On porte la masse au rouge sombre et on laisse refroidir; on reprend ensuite par l'eau bouillante.

O. En ajoutant au virage à l'or et à la craie quelques gouttes de permanganate de potasse, on donne aux épreuves une teinte verdâtre imitant les effets de lune. Le permanganate de potasse sert à déceler les matières organiques dissoutes par l'eau.

PHÉNOLS (*généralités*). — Les phénols sont des corps ternaires ($C^a H^b O^c$) qui se placent par leurs fonctions entre les alcools et les acides. Capables de former avec les acides des éthers neutres, ils peuvent par substitution avec les halogènes former de nombreux composés employés en Photographie surtout comme réducteurs.

Le phénol chauffé avec l'acide oxalique donne la coralline, matière colorante jaune; avec l'acide azotique il donne l'acide picrique. (*Voir* ce mot.)

Les phénols diatomique et triatomique fournissent les hydroquinones, la résorcine, le pyrogallol, etc. (*Voir* première Partie.) Les produits de substitution des phénols donnent lieu chaque jour à de nouvelles applications, soit qu'ils fournissent des matières colorantes usitées pour les procédés orthochromatiques, soit des réducteurs énergiques employés pour le développement.

PHÉNYLSULFOCARBAMIDE. — Synonyme de sulfophénylurée. (*Voir* ce mot.)

PHLOROGLUCINE. — **FE.** $C^{12}H^6O^6$. — **E.** 126. — **FA.** $C^6H^6O^3$. — **PM.** 126.

Sol. Très soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther.

P. Cristaux lamellaires rhomboïdaux d'une saveur très sucrée; ils contiennent 2 équivalents d'eau de cristallisation qu'ils perdent à 100° et fondent à 206°. Forme avec les alcalis des composés qui se colorent rapidement à l'air. Réducteur du nitrate de mercure et des sels d'argent.

UP. Proposée comme développateur.

Pr. S'obtient par de nombreuses réactions, en particulier, par la fusion avec la potasse de la catéchine, du sang-dragon, de la gomme gutte ou du kino.

R. Il présente cette réaction typique, qu'il est coloré en rouge foncé par le chlorure de fer.

O. Bien qu'isomère de l'acide pyrogallique, il n'a qu'un pouvoir réducteur peu énergique; après de nombreux essais, il a été délaissé pour le développement des plaques au gélatinobromure.

PHOSPHATE DE SOUDE. — **FE.** $2NaO, HO, PhO^3, 24aq.$ — **E.** 342. **FA.** $Na^2HPO^4 + 12aq.$ — **PM.** 358. — **D.** 1,52.

Sol. 15 % dans l'eau froide; 260 % dans l'eau bouillante; insoluble dans l'alcool.

P. Cristaux prismatiques transparents, efflorescents à la température ordinaire; légère réaction alcaline; forme facilement des solutions sursaturées. Sel purgatif.

UP. Virage alcalin; développement (accélérateur).

Pr. On traite le phosphate de chaux des os par une solution concentrée de carbonate de soude, on filtre et on fait cristalliser.

O. Si l'on plonge une plaque au gélatinobromure avant développement dans un bain de 5 % de phosphate de soude, on pourra ensuite employer un bain très concentré et, par suite, accélérer l'apparition de l'image.

ME. Parmi les formules de virage, nous citerons la suivante :

Phosphate de soude	20gr
Chlorure d'or	1gr
Eau	1000cc

PHTALINE RÉSORCIQUE. — Synonyme de fluorescéine. (*Voir* ce mot.)

PICRIQUE (*Acide*). — **FE.** $C^{12}H^3(AzO^4)^3O^2$. — **E.** 229. — **FA.** $C^6H^2OH(AzO^2)^3$. — **PM.** 230. — **Syn.** Acide carbazotique, amer de Velter, trinitrophénol.

Sol. 1 % d'eau froide; 5 % d'eau chaude; soluble dans l'alcool, l'éther et le collodion.

P. Lamelles rectangulaires, brillantes, d'un jaune clair; réaction acide, saveur amère très désagréable; colore fortement en jaune la peau et les tissus animaux. La coloration formée par l'acide azotique sur la peau n'est autre que de l'acide picrique. Colorant énergique en jaune safran; 1gr suffit pour teindre 1kg de soie; fond à 122°.

UP. Retouche.

PI. Faire bouillir du phénol avec de l'acide nitrique jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de vapeurs rutilantes; on concentre la liqueur et on fait cristalliser.

PIERRE INFERNALE. — *Voir* azotate d'argent. La pierre infernale est généralement du nitrate d'argent et de cuivre fondu et coulé en bâtonnets; elle est d'ordinaire noire par suite de réductions à la lumière.

PIERRE PONCE. — Matière volcanique d'un blanc grisâtre, à structure fibreuse, très légère, facilement réduite en poudre blanche d'une grande dureté. Sert à polir les métaux et à doucir les verres. La pierre ponce, inattaquable par les acides, est une excellente matière filtrante. Imbibée d'acide sulfurique, elle sert à dessécher les gaz ou les espaces clos.

PLOMB. — **F.** Pb. — **E.** 103,5. — **PA.** 207. — **D.** 11,35.

P. Métal simple d'un gris bleuâtre, très mou, s'oxyde et se ternit facilement à l'air; fond à 334°, n'est jamais pur, contient des traces de fer, cuivre et argent.

UP. Cuvettes et ustensiles pour les usages photographiques; préparation des sels de plomb. Planches pour la Voodburytypie (Photoplastographie).

PI. Se trouve à l'état de carbonate et de sulfure (galènes) dont on retire le métal par grillage et fusion.

O. L'hyposulfite étant sans action sur le plomb, on peut, par suite, employer ce métal pour faire des bassins de fixage.

PLOMB (*Caractères des sels de*). — **PG.** Les sels de plomb sont généralement incolores, lourds, d'une saveur sucrée et très vénéneux. Ils précipitent tous en noir par l'hydrogène sulfuré.

R. Les principales réactions qui permettent de reconnaître ces sels sont :

1° Avec la *potasse,* précipité blanc, soluble dans un excès de réactif;

2° Avec le *ferrocyanure,* précipité blanc;

3° Avec l'*iodure de potassium,* précipité jaune, ainsi qu'avec le *chromate de potasse;*

4° Une *lame de zinc,* plongée dans une solution de sel de plomb, se recouvre d'un dépôt gris de plomb métallique.

P. Se préparent par l'action des acides à chaud sur le métal ou par double décomposition.

PLOMBAGINE. — **F.** C. — **E.** 6. — **PA.** 12. — **D.** 2,1. — **Syn.** Mine de plomb, graphite, fer carburé.

Sol. Insoluble.

P. Variété de carbone pur, se présente en poudre noir gris, d'aspect métallique, onctueuse au toucher, ou en cristaux prismatiques. Est inatta-

quable par les acides et les alcalis; laisse sur le papier une trace grisâtre (crayon); brûle très difficilement.

UP. Procédés aux poudres; retouche des clichés; développement des contre-types, renforcement.

EN. Se trouve en masses grisâtres compactes ou fibreuses; les mines les plus riches sont situées en Sibérie.

POTASSE CAUSTIQUE. — **FE.** KO, HO. — **FA.** KHO. — **E.** et **PM.** 56. — **D.** 2,1. **Syn.** Hydrate de potassium, pierre à cautère, potasse à la chaux ou à l'alcool.

Sol. 200 % dans l'eau froide, très soluble dans l'eau chaude, l'alcool et la glycérine.

P. Corps solide, blanc opaque, à cassure fibreuse, déliquescent; la potasse du commerce est généralement fondue; attaque rapidement la peau et les muqueuses, absorbe l'acide carbonique de l'air et se carbonate. Oxydant énergique à haute température.

UP. Développements alcalins; nettoyage des glaces.

PL. Dissoudre 100^{gr} de carbonate de potasse dans 1^{lit} d'eau, porter à l'ébullition, ajouter peu à peu 100^{gr} de chaux éteinte, décanter et évaporer à sec; pousser jusqu'à la fusion ignée et couler sur plaque de cuivre; on a ainsi la *potasse à la chaux*. Si l'on dissout ce produit dans l'alcool, qui est sans action sur les carbonates et les sulfates, et qu'après filtration on évapore et on chauffe jusqu'à fusion, on aura la *potasse à l'alcool* plus pure que la première.

O. La potasse est plus active que le carbonate dans le développement, mais est sujette à produire des décollements.

ME. Voici un développateur énergique pour instantanés, dit : *tout à la potasse.*

Potasse caustique	5^{gr}
Carbonate de potasse	16
Métabisulfite de potasse	4
Hydroquinone	2
Eau	1000^{cc}

POTASSE (*Caractères des sels de*). — **CG.** Les sels de potasse sont en général incolores et solubles dans l'eau.

R. Les sels de potasse colorent en violet la flamme d'alcool.

1° Avec un excès d'*acide tartrique,* ils donnent un précipité cristallin blanc, dont le dépôt est favorisé si l'on ajoute un peu d'acétate de soude;

2° Avec le *chlorure de platine*, ils donnent un précipité jaune;

3° Avec l'*acide hydrofluosilicique*, un précipité gélatineux;

4° Avec l'*acide picrique*, un précipité cristallin jaune, si les liqueurs sont concentrées.

P. Ils se préparent en faisant agir l'acide sur la potasse ou le carbonate de potasse.

PRIMULINE. — **F.** Très complexe. — **Syn.** Polychromine, sulfine, auréoline.

Sol. Dans l'eau chaude.

P. Poudre jaune amorphe, d'un pouvoir tinctorial assez grand.

UP. Procédé spécial de photocopie dit : *diazotipe* ou *à la primuline*.

P. S'obtient en chauffant de la paratoluidine avec du soufre entre 200° et 300° et en reprenant le produit par l'acide sulfurique fumant. L'acide amido-sulfurique ainsi obtenu, en agissant sur les alcalis, donne la primuline, matière colorante qui ne devient sensible à la lumière qu'en la transformant en composé diazoté par l'action d'un azotite.

ME. On teint du papier, du calicot ou de la soie dans un bain chaud de primuline à 3 °/₀ d'eau; on augmente la solubilité en ajoutant un peu de sel marin; on lave légèrement puis on met dans le bain suivant :

Azotite de potasse	6gr
Acide chlorhydrique	14cc
Eau	1000cc

On rince à l'eau et on sèche à l'obscurité; le papier est alors rouge brun. On expose sous un positif pour avoir un positif; l'exposition est assez courte, le dessin se détache sur fond jaune pâle; on vire dans l'un des bains suivants :

Au rouge.	gr	Au pourpre.	gr	Noir violet.	gr
β-naphtol	0,8	α-naphtylamine	1	Iconogène	1
Soude caustique	1	Acide chlorhydrique	1	Eau	100
Eau	100	Eau	100		

On a signalé plusieurs autres virages. Après cette opération, on lave et on fait sécher; le procédé est curieux, mais on n'obtient pas encore de fonds blancs bien purs.

PRUSSIATE JAUNE. — Nom commercial du ferrocyanure de potassium. (*Voir* ce mot.)

PRUSSIATE ROUGE. — Nom commercial du ferricyanide de potassium. (*Voir* ce mot.)

Pt. — Symbole du platine. (*Voir* ce mot.)

PYROCATÉCHINE. — **FE.** $C^{12}H^6O^4$. — **FA.** $C^6H^6O^2$. — **E.** et **PA.** 110. — **Syn.** Oxyphénol, acide pyromorintannique ou pyrocatéchique.

Sol. Très soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther.

P. Se présente sous la forme de cristaux prismatiques, transparents, incolores; goût amer, odeur butyrique, réaction légèrement acide. Fond à 104°, bout à 242°, les vapeurs ont une odeur forte qui provoque l'éternuement; ces vapeurs se condensent sans altération. C'est un phénol diatomique, isomère de la résorcine et de l'hydroquinone; en solution, en présence de l'air elle se colore en vert en absorbant de l'oxygène; les alcalis caustiques et l'ammoniaque la font tourner au rouge; l'acide nitrique la transforme en acide oxalique avec production de fumées rouges; réducteur des sels d'or, d'argent et de platine.

UP. Révélateur.

Pr. S'obtient par la distillation sèche du cachou, de l'écorce de quinquina, en général de toutes les plantes qui contiennent un tanin formant un précipité vert avec les sels de fer; il se forme encore lorsqu'on fond du phénol avec de la potasse caustique ou qu'on traite les résines, telles que le benjoin, le gaïac, avec des alcalis caustiques.

R. Se colore en violet en présence de l'acide chlorhydrique; les sels ferreux ne donnent aucune réaction, mais les sels ferriques colorent la solution en vert émeraude, qui passe au violet par l'addition de carbonate de soude; l'acétate de plomb donne un précipité blanc.

O. Le bain à la pyrocatéchine ne s'altère que lentement à l'air; par suite, le développement peut être prolongé sans danger de voile jaune; les clichés sont très doux, d'une tonalité brune très favorable au tirage, et le développement est plus rapide qu'avec l'hydroquinone.

ME. Le révélateur à la pyrocatéchine est ainsi formulé :

Pyrocatéchine	gr 1
Sulfite de soude	2,5
Carbonate de soude	5
Eau	100cc

PYROGALLIQUE (*Acide*). — **FE.** $C^{12}H^6O^6$. — **FA.** $C^6H^6O^3$. — **E.** et **PA.** 126. — **Syn.** Pyrogallol, ac. dioxyphénique.

Sol. 40 % dans l'eau froide, très soluble dans l'eau chaude, l'alcool et l'éther.

P. Substance blanche cristallisée en aiguilles, saveur amère, odeur de tanin. L'acide pyrogallique est vénéneux même à faible dose. La solution de pyrogallol brunit rapidement à l'air en absorbant de l'oxygène ; en présence d'un alcali la réaction se fait plus rapidement et il se forme un carbonate et un acétate de l'alcali. Fond à 115°, bout à 210°, sublime à 280°, réduit les sels d'or et d'argent.

UP. Employé comme développateur.

Pr. Se prépare en chauffant de l'acide gallique ou du tanin, dans une cornue, à la température de 200° à 215°. L'acide pyrogallique se sublime sous forme de paillettes nacrées. Afin de faciliter la réaction, il est bon de mélanger le tanin avec le double de son poids de pierre ponce pulvérisée.

R. Versé goutte à goutte dans un lait de chaux, il donne une coloration rouge caractéristique. Il est coloré en rouge par les sels ferriques et en bleu par les sels ferreux.

O. On reconnaît que l'acide pyrogallique est falsifié avec de l'acide gallique en dissolvant un échantillon dans l'eau ; l'acide gallique peu soluble reste dans le fond du tube d'essai.

L'acide pyrogallique employé surtout avec l'ammoniaque amène une sorte d'eczéma sur les mains, qui se communique facilement au visage et au cou ; se guérit par application de *lanoline*.

PYRONAPHTOL. — Obtenu par M. Pétry en revivifiant l'iconogène bruni.

Sol. Peu soluble dans l'eau, très soluble dans une solution de sulfite de soude.

P. Se présente sous la forme de paillettes nacrées à tons rosés ; M. Pétry appelle ce produit de l'oxyde d'iconogène : en réalité c'est l'acide du sel ou, si l'on préfère, c'est de l'iconogène dont on a retiré la base sodique. Inaltérable à l'air.

UP. Révélateur.

PL. Dissoudre à chaud 20^{gr} d'iconogène brun dans 500^{cc} d'eau ; d'autre part dissoudre 50^{gr} d'acide tartrique dans 1 litre d'eau et ajouter 150^{cc} de cette solution, peu à peu, dans la première ; celle-ci tourne au rouge grenat et s'épaissit en une bouillie claire ; on filtre. On ajoute au liquide filtré de l'acide tartrique jusqu'à ce qu'il ne précipite plus et on reverse sur le filtre. On lave à plusieurs reprises avec le reste de la solution d'acide tartrique et l'on fait sécher.

ME. La formule donnée par M. Pétry est

Pyronaphtol	5 gr
Sulfite de soude	30
Carbonate de soude	50
Eau	500cc

PYROXYLES. — On désigne par ce terme des celluloses nitrées plus ou moins solubles dans un mélange d'alcool et d'éther. Cinq composés bien définis peuvent être obtenus par l'action de l'acide nitrique sur la cellulose ; le degré de concentration de l'acide, la température à laquelle a lieu la réaction, le temps que dure la réaction sont autant de facteurs qui changent les propriétés des pyroxyles, et les classent dans l'un ou l'autre des cinq composés.

Au point de vue chimique, on a pu dire que les pyroxyles étaient des celluloses dans lesquelles un ou plusieurs radicaux (OH) étaient remplacés par les radicaux (AzO^3).

Les divers composés ont été, par suite, ainsi classés :

Cellulose	$C^{36}H^{42}O^{12}(OH)^{18}$
1. Cellulose mononitrique	$C^{36}H^{42}O^{12}(OH)^{15}(AzO^3)^3$
2. » dinitrique	$C^{36}H^{42}O^{12}(OH)^{92}(AzO^3)^6$
3. » trinitrique	$C^{36}H^{42}O^{12}(OH)^9(AzO^3)^9$
4. » tétranitrique	$C^{36}H^{42}O^{12}(OH)^6(AzO^3)^{12}$
5. » pentanitrique	$C^{36}H^{42}O^{12}(OH)^3(AzO^3)^{15}$
6. » hexanitrique	$C^{36}H^{42}O^{16}(AzO^3)^{18}$

Une étude plus approfondie des réactions des pyroxyles a conduit à les faire considérer comme des éthers nitriques de la cellulose fonctionnant comme alcool (Wurtz).

La formule atomique générale des pyroxyles se trouve par suite de la forme

$$C^6H^{10-m}(AzO^2)^mO^8.$$

Q

QUINOLEINE (*Rouge de*). — **FA.** $C^{26}H^{19}Az^2Cl$. — **PM.** 434.

Sol. Peu soluble dans l'eau pure, très soluble dans l'eau contenant de la fluorescéine.

P. Se présente sous la forme d'une poudre d'un rouge cramoisi foncé,

ou en prismes d'un brun rouge; est souvent mélangé avec la cyanine bleue dans l'azaline du commerce.

UP. Procédés orthochromatiques.

QUINOLÉINE (*Bleu de*). — *Voir* cyanine.

QUINONES (*Généralités*). — On donne le nom de quinones a des composés de la formule C^6H^4O; leur nom vient de ce qu'elles furent extraites au début de l'acide quinique. En fixant deux atomes d'hydrogène, la quinone se transforme en hydroquinone $C^6H^4(OH)^2$, celle-ci du reste par perte d'hydrogène revient facilement au type quinone. Les quinones fournissent de nombreux dérivés qui pourront avoir des applications photographiques : c'est pour ce motif que nous les citons. Les quinones s'obtiennent de différentes manières donnant chacune une quinone spéciale. En général, elles sont le produit d'oxydation d'un hydrocarbure : l'anthracène $C^{14}H^{10}$ donne l'*anthraquinone* $C^{14}H^8O^2$. Le naphtol donne la *naphtoquinone* $C^{10}H^6O^2$, etc.

En s'oxygénant les quinones donnent des *oxyquinones*, magnifiques matières colorantes telles que l'*alizarine* et la *purpurine*.

R

RÉSIDUS D'ARGENT ET D'OR. — Il est reconnu que 90 % de l'argent employé se retrouve dans les résidus : d'où la nécessité de recueillir ceux-ci pour en extraire l'argent.

1° Les filtres, papiers buvards, rognures de papiers sensibles, sont incinérés, en ayant soin de les écarter; de cette façon, on a une cendre blanche.

2° Les vieux hyposulfites sont précipités à l'aide du sulfure de potassium dans une cuve spéciale; on décante de temps à autre le liquide clair : le dépôt boueux noirâtre est filtré sur une chausse en feutre et séché.

3° Les vieux bains d'argent, les eaux de dégorgeage des positives, en un mot toutes les solutions argentifères ne contenant ni hyposulfite, ni cyanure, sont réunies dans une autre cuve où l'on met une lame de cuivre rouge. Par déplacement l'argent est précipité sous la forme d'une poudre grise. On décante le liquide clair, après s'être assuré qu'il ne contient plus d'argent, et on filtre le précipité à la chausse.

Ces divers résidus argentifères sont généralement livrés ainsi aux fondeurs. Si l'on veut faire soi-même le traitement, voici comment on procédera.

Les résidus provenant des opérations 1 et 3 seront mélangés avec la moitié de leur poids de carbonate de soude desséché et le $\frac{1}{5}$ de sable fin. Le tout est placé dans un creuset et fondu au feu de forge. L'argent se réunit au fond en un culot très pur. Les sulfures d'argent provenant de l'opération n° 2 sont mélangés avec trois fois leur poids de salpêtre. Le mélange est projeté par petites fractions dans un creuset au rouge vif; on retrouvera un culot d'argent au fond du creuset.

Ces culots, traités par l'acide azotique (*voir* azotate d'argent), donneront de l'azotate d'argent. L'or mêlé à l'argent se trouvera à la fin de l'opération sous forme de poudre noire.

RÉSINE. **F.** $C^{20}H^{30}O^2$. — **E.** 166. — **PA.** 308.

Sol. Insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et la térébenthine en quantités qui dépendent de son origine.

P. La résine a une couleur qui varie de l'ambre au noir. Se réduit en poudre blanche sous le marteau.

UP. Fabrication de vernis. Procédés au collodion sec dits à la résine. Grainage des planches de gravure photographique.

PI. Résidu de la fabrication de la térébenthine.

O. Le nom générique de résine s'applique à un grand nombre de corps qui exsudent par incision de nombreux végétaux. Plusieurs, sous le nom de gommes, sont étudiés dans ce Volume.

RÉSINE DE GAIAC. — **P.** Masse amorphe brillante de composition assez complexe; couleur brun verdâtre; se dissout dans l'acide sulfurique en donnant une liqueur rouge que l'eau précipite en violet. Du papier imprégné de la solution alcoolique de cette résine devient violet sous l'influence des rayons violets du spectre et jaune sous l'influence des rayons jaunes; sert à préparer le gaïacol et la pyrocatéchine.

UP. Collodions secs; pourra peut-être être utilisée en Photochromie.

Pr. Extrait par incision du *Guaiacum officinale*.

ME. On ajoute la résine de gaïac dans la proportion de 1gr par litre de collodion, pour les procédés secs.

RÉSORCINE. — **FE.** $C^{12}H^6O^4$. — **FA.** $C^6H^6O^2$. — **E.** et **PA.** 110. — **D.** 1,27. — **Syn.** Métadiphénol.

Sol. 86,4 % dans l'eau froide, 228 % dans l'eau chaude; soluble dans l'alcool et l'éther, peu dans la benzine.

P. Cristallise en aiguilles prismatiques; saveur désagréable, amère; neutre aux réactifs colorés; isomère de l'hydroquinone; fond à 112°, bout à 271°.

UP. Développateur.

PL. Parmi les nombreuses réactions qui fournissent la résorcine, nous citerons la suivante. On lave la résine de galbanum dans l'alcool, puis on en chauffe 1 partie avec 2 à 3 parties de potasse; on ajoute de l'eau, enfin de l'acide sulfurique et on laisse refroidir; le liquide surnageant est filtré et repris par l'éther; cette dernière solution évaporée fournit la résorcine.

O. La résorcine est beaucoup moins énergique, comme révélateur, que le pyrogallol et l'hydroquinone, l'image est très lente à apparaître; convient surtout aux clichés surexposés.

ME. On a préconisé en Amérique (Anthony) la formule combinée suivante :

	gr
Résorcine	0,4
Hydroquinone	7,5
Sulfite de soude	30
Carbonate de soude	20
Eau	1000cc

REVIVIFICATION DES ÉPREUVES JAUNIES. — Les positives sur papier, mal lavées, jaunissent avec le temps; on leur rend toute leur vigueur en les trempant dans

Eau filtrée	1lit
Solution saturée de bichlorure de mercure dans l'acide chlorhydrique	20 gouttes

L'image dans ce bain prendra un ton pourpré; dès qu'elle a pris la teinte voulue, on la retire et on lave à grande eau. Pour donner plus de vigueur au ton, on peut virer dans un bain de chlorure double d'or et de potassium à 4 ‰. Souvent il arrive que les épreuves blanchissent au premier bain; dans ce cas, on les lave soigneusement et on les plonge dans un bain très étendu d'ammoniaque; dans ce bain, la teinte jaune disparaît et l'image reprend sa tonalité.

RICIN (*Huile de*). — **D.** 0,970. — **Syn.** Huile de palma christi; huile de Castor.

Sol. Insoluble dans l'eau; soluble en toutes proportions dans l'alcool et l'alcool éthéré.

P. Huile visqueuse, légèrement jaune, épaisse, filante, odeur nulle, goût à peine sensible. Cette huile est siccative et se résinifie à l'air en devenant acide. Purgatif.

UP. Employée avec les collodions à émailler; entre dans la composition de médiums pour la retouche (*voir* sandaraque); employée dans le procédé au papier ciré pour lui donner de la souplesse; fabrication de pellicules souples.

ME. Pour le papier ciré, Legray a indiqué :

Huile de ricin	100^{cc}
Iode en paillettes	5^{gr}
Cire blanche	50^{gr}
Essence de térébenthine	1000^{cc}

ROSANILINE (*Chlorhydrate de*). — Couleur rouge extraite de l'aniline. (*Voir* fuchsine.)

ROSE BENGALE. — Est une des couleurs dérivées de l'éosine. (*Voir* ce mot.)

ROSOLIQUE (*Acide*). — Matière tinctoriale. (*Voir* coralline jaune.)

ROUGE D'ANGLETERRE. — **F.** Fe^2O^3. — **E.** 80. — **PM.** 160. — **D.** 5,3. — **Syn.** Colcothar, sesquioxyde de fer.

Sol. Insoluble.

P. Corps amorphe d'un rouge brun, peu attaquable par les acides; saveur ferrugineuse, inodore.

UP. Polissage des plaques daguerriennes; nettoyage des glaces et des verres d'objectifs.

Pr. Se trouve à l'état naturel, mais est surtout un sous-produit de la fabrication de l'acide sulfurique fumant, obtenu par grillage des pyrites de fer.

ME. Une bouillie fine de rouge d'Angleterre avec de l'alcool iodé enlève les taches irisées des verres d'objectifs; on doit frotter doucement de peur de rayer le verre ou de changer la courbe par un frottage trop énergique.

S

S. — Symbole du soufre. (*Voir* ce mot.)

SAFRANINE. — **FA.** $C^{21}H^{20}Az^{4}$. — **PA.** 323. — **Syn.** Rouge de toluidine.

Sol. Très soluble dans l'eau et l'alcool, insoluble dans l'éther.

P. Matière colorante d'une teinte rouge ponceau, tirant sur l'écarlate; se présente soit en poudre, soit en petits cristaux mordorés.

UP. Isochromatisme, bon sensibilisateur pour le vert.

PI. Produite par l'action des vapeurs nitreuses sur un mélange de toluidine, d'aniline et d'alcool.

SALICYLIQUE (*Acide*). — **FE.** $C^{14}H^{4}(H^{2}O^{2})O^{4}$. — **E.** 118. — **FA.** $C^{7}H^{6}O^{3}$. — **PM.** 138. — **Syn.** Acide oxybenzoïque.

Sol. 0,23 °/₀ dans l'eau froide; 8 °/₀ dans l'eau bouillante; soluble dans l'alcool, plus soluble dans l'éther et la benzine.

PI. Cristallise en longues aiguilles, fond à 156°, se décompose à 230° en acide carbonique et phénol. Antiseptique énergique.

UP. Employé pour empêcher les gélatines et les colles de fermenter.

PI. S'extrait de l'indigo, de la coumarine et du phénol par l'action de la chaleur.

R. L'acide salicylique donne lieu à la réaction particulière suivante : sa solution aqueuse est colorée en violet par le chlorure ferrique.

O. A la dose de $\frac{1}{1000}$ est un préservateur de l'acide pyrogallique.

SALPÊTRE. — Nom commercial de l'azotate de potasse. (*Voir* ce mot.)

SANDARAQUE. — **F.** $C^{20}H^{30}O^{3}$. — **E.** 166. — **PA.** 302.

Sol. Très soluble dans l'alcool, l'éther, la benzine, insoluble dans l'eau.

P. Matière résineuse en masses d'un jaune pâle, cassure vitreuse, friable, se réduisant en une poudre blanc jaune.

UP. Fabrication de vernis pour négatifs; vernis dépoli.

EN. Extraite par incision du *Thuya articulata* (Afrique).

ME. Parmi les divers vernis à la sandaraque, nous citerons le suivant, qui est très favorable à la retouche, car il laisse bien mordre le crayon.

Sandaraque	3^{gr}
Huile de ricin	1^{gr}
Alcool	25^{cc}

Un bon vernis imitant le dépoli est le suivant :

Sandaraque	18^{gr}
Mastic en larmes	4^{gr}
Éther	192^{cc}

Après dissolution on ajoute :

Benzine cristallisable	50^{cc} à 150^{cc}

Plus il y a de benzine, plus le grain est fin.

Sb. — Symbole de l'antimoine. (*Voir* ce mot.)

SCHLIPPE (*Sel de*). — Ancien nom du sulfoantimoniate de sodium. (*Voir* ce mot.)

SEIGNETTE (*Sel de*). — Bitartrate double de soude et de potasse (*voir* ce mot), découvert par Seignette, pharmacien à la Rochelle, d'où son nom anglais, *Rochell's salt;* employé pour le développement du papier au platine.

SEL MARIN. — *Voir* chlorure de sodium.

SENSIBILISATION DU COLLODION. — Sensibiliser le collodion, c'est lui incorporer des iodures et bromures, qui devront, par double décomposition dans le bain d'argent, produire des iodures et bromures d'argent, sensibles à l'action de la lumière. Ces iodures et bromures sont, à l'avance, dissous dans de l'alcool, formant ce qu'on nomme la liqueur sensibilisatrice. Celle-ci doit varier suivant l'activité de la lumière.

	N° 1.	N° 2.	N° 3.
Iodure d'ammonium	35^{gr}	25^{gr}	33^{gr}
» double de potassium et de cadmium	40	»	»
» de cadmium	10	25	33
» de zinc	10	10	»
Bromure d'ammonium	25	25	»
» de cadmium	25	25	45
Iodure de lithium	»	10	»
» de strontium	»	20	»
» de sodium	»	»	35
Iode en paillettes	1	1	0,50
Alcool à 40°	1^{lit}	1^{lit}	1^{lit}

Il est bon de broyer à part les iodures et les bromures avec un peu d'alcool. Lorsqu'ils sont dissous séparément on les réunit avec le reste de l'alcool et on laisse reposer quelques jours. On sensibilise en mettant 10^{cc} de cette solution dans 100^{cc} de collodion normal.

La formule n° 1 sera employée en été, la formule n° 2 en automne et au printemps, la formule n° 3 en hiver.

Si. Symbole du silicium **E.** 14, **PA.** 28.

SILICATES (*Caractères des*). — **CG.** Les silicates sont très répandus dans la nature, leur composition est des plus complexes; les silicates sont insolubles sauf ceux de potassium et de sodium. Ils subissent la fusion ignée et sont attaquables par les acides. Le silicate d'alumine (argile) est le type le plus répandu de ce sel.

R. Les silicates insolubles peuvent être tous ramenés à l'état soluble en les fondant avec le carbonate de potasse; dans cet état ils donnent, avec les acides, un précipité gélatineux de silice hydratée.

P. Se préparent en faisant agir la silice sur un carbonate, ou par double décomposition.

SILICATE DE POTASSE. — **FE.** $(KO)^3$, SiO^3. — **E.** 101. — **FA.** K^2SiO^3. — **PM.** 154. — **Syn.** Liqueur des cailloux, métasilicate.

Sol. 33 % dans l'eau froide, 100 % dans l'eau bouillante; décomposé par l'alcool.

P. Masse vitreuse très déliquescente, alcaline et caustique; absorbe peu à peu l'acide carbonique de l'air et se durcit tellement qu'elle peut rayer le verre.

UP. Substratum pour couches de gélatine; colle pour réparer les cuvettes de porcelaine, etc.

PL. Calciner fortement 31 parties de silice blanche avec 69,2 parties de carbonate de potasse; s'obtient encore en dissolvant de la silice gélatineuse dans une lessive de potasse.

SILICATE DE SOUDE. — **FE.** NaO, SiO^3, baq. — **E.** 139. — **FA.** $Na^2SiO^3 + baq$. — **PM.** 230.

Sol. Soluble dans l'eau froide, plus dans l'eau chaude, insoluble dans l'alcool.

P. Masse amorphe, blanche, assez semblable au verre; à réaction alcaline; les silicates de soude se présentent avec divers degrés d'hydratation qui

varient de 5 à 9 équivalents. L'ammoniaque précipite la silice en gelée.

UP. Mélangé à l'albumine, ou seul sert de substratum pour assurer l'adhérence des couches gélatineuses sèches; colle énergique pour les épreuves.

PL. Faire fondre dans un creuset 15 parties de sable fin, 20 parties de carbonate de soude et 1 partie de charbon en poudre. Reprendre par l'eau, filtrer et concentrer.

Sn. Symbole de l'étain (*voir* ce mot). Ce symbole est tiré du nom latin *Stannum.*

SODIUM. — **F.** Na. — **E.** 23. — **PA.** 23. — **D.** 0,97. — **Syn.** Natrium.

P. Métal simple d'un blanc d'argent, éclat brillant, un peu bleuâtre lorsqu'il est fraîchement coupé, se ternissant vite à l'air par oxydation. Mou comme de la cire, fond à 95°. Décompose l'eau à la température ordinaire et se maintient à sa surface en formant une boule fondue, qui court avec rapidité; si le liquide est visqueux, la boule se déplace moins et l'hydrogène s'enflamme en se colorant en jaune.

UP. Sans usage direct.

PI. On fait un mélange de charbon, de craie et d'huile qu'on calcine dans une cornue de fer; on pousse peu à peu la chaleur, le métal distille et vient se condenser dans un récipient plein de naphte maintenu froid.

SODIUM (*Caractères des sels de*). — **CG.** Les sels de sodium plus communément appelés sels de soude sont, en général, incolores, très solubles dans l'eau. Les soudes et les potasses ont des caractères communs nombreux; toutefois on distingue les combinaisons du sodium en ce qu'elles ne sont pas précipitées par le chlorure de platine et le sulfate d'aluminium. Le meilleur moyen de reconnaître un sel de soude est de le placer dans une flamme incolore comme celle de l'alcool; celle-ci se colore en jaune intense. Lorsque la soude entre dans une combinaison organique, il faut, pour la déceler, incinérer le sel : il se forme du carbonate de soude qu'on caractérise alors par les moyens habituels.

R. Les sels de soude ne donnent lieu à une réaction qu'avec le biantimoniate de potassium. Le précipité est blanc, cristallisé; mais la liqueur doit être neutre, sinon la réaction n'a pas lieu.

P. Se préparent en sommettant le carbonate à l'action de l'acide voulu.

SOUDE BORATÉE. Synonyme de borate de soude. (*Voir* ce mot.)

SOUDE CAUSTIQUE. — **FE.** NaO,HO. — **FA.** NaHO. — **E.** et **PM.** 40. — **D.** 2. — **Syn.** Hydrate de sodium.

Sol. 60 % dans l'eau froide; 127 % dans l'eau chaude; soluble dans l'alcool et la glycérine, insoluble dans l'éther.

P. Masse opaque blanche, cassante, à texture fibreuse, fond au-dessous du rouge; déliquescente; se carbonate assez vite à l'air; attaque la peau en développant une odeur de lessive.

UP. Développement alcalin; neutralisation des bains; dégraissage de la cellulose, nettoyage des glaces.

PI. S'obtient en traitant le carbonate de soude par la chaux ou la baryte traitement analogue à celui de la potasse. (*Voir* ce mot.)

O. La soude caustique est un alcali énergique dans le développement, mais a l'inconvénient de pousser au décollement.

ME. Parmi les divers développements à la soude, nous citerons le suivant comme très énergique :

A.	Hydroquinone	10^{gr}
	Ferrocyanure de potassium	25
	Sulfite de soude	35
	Eau	1000^{cc}
B.	Soude caustique	30^{gr}
	Eau	100^{cc}

Pour l'usage 10 parties de A et 1 de B.

SOUFRE. — **F.** S. — **E.** 16. — **PA.** 32. — **D.** 1,96.

Sol. Soluble dans le sulfure de carbone.

P. Métalloïde jaune, insipide, presque inodore; prend diverses formes cristallines qui dépendent du mode de cristallisation employé, mais dont la plus commune est en aiguilles prismatiques. Le soufre sublimé se présente sous la forme de poudre ténue, cristalline, qu'on nomme *fleur de soufre*. Il brûle avec une flamme bleuâtre en donnant des vapeurs suffocantes d'acide sulfureux; s'unit facilement avec tous les métaux pour former des sulfures, avec l'oxygène pour donner les acides sulfurique et sulfureux et, avec l'hydrogène, l'acide sulfhydrique.

UP. Feux chimiques, préparation de sulfures.

EN. Se trouve à l'état naturel aux abords des volcans; il est très répandu dans la nature sous forme de sulfures.

O. La fleur de soufre doit être toujours lavée avec soin avant l'usage, car elle contient de l'acide sulfurique formé aux dépens de l'humidité de l'air.

STANNATE DE SOUDE. — **FE.** $NaO, SnO^2 + 3aq.$ — **E.** 133. — **FA.** $Na^2SnO^3, 3H^2O$. — **PM.** 266.

Sol. 67,4 % dans l'eau à 0°; 61,3 % dans l'eau à 20°; insoluble dans l'alcool.

P. Cristallise en tables hexagonales blanches, nacrées; plus soluble à froid qu'à chaud; employé pour le mordançage des étoffes.

UP. Accélérateur pour l'iconogène.

PL. On traite l'étain par une lessive bouillante de soude caustique, à laquelle on ajoute un peu d'azotite de sodium.

ME. Employé avec l'iconogène, le stannate de soude accélère la venue de l'image et lui donne de la vigueur; le bain est ainsi formulé :

Stannate de soude	10gr
Sulfite de soude	75
Carbonate de soude	40
Glycérine	1
Iconogène	5cc
Eau	1000cc

STÉARINE. — **FE.** $C^6H^2(C^{36}H^{36}O^4)^3$. — **E.** 890. — **FA.** $C^{18}H^{36}O^2$. — **PA.** 284. — **D.** 1,01. — **Syn.** Acide stéarique.

Sol. Insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, plus soluble dans l'éther.

P. Acide gras, incolore, inodore, sans saveur; cristallise en aiguilles brillantes, grasses au toucher; fond à 75°, se solidifie à 70°, brûle avec une flamme blanche éclairante.

UP. Employé pour rendre certains papiers négatifs transparents, ou pour faire des papiers cirés pour transport provisoire (procédé au charbon).

PI. S'obtient par la saponification des matières grasses.

STÉATITE. — Synonyme de talc. (*Voir* ce mot.)

SUBLIMÉ CORROSIF. — Nom pharmaceutique du bichlorure de mercure. (*Voir* ce mot.)

SUCCIN. — *Voir* ambre.

SUCRATE DE BARYTE. — **FE.** $2BaO, C^{24}H^{20}, 2aq.$ — **E.** 494. — **FA.** $C^{12}H^{22}O^{11}, BaO$. — **PM.** 495.

Sol. Soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool.

P. Poudre cristalline, incolore, inodore, saveur sucrée; vénéneux.

UP. Employé comme alcali dans le développement.

PL. Mettre de l'hydrate de baryte en excès dans une solution de sucre blanc à 6 % ou 10 %.

MO. Le sucrate de baryte forme avec le chlorhydrate d'hydroxylamine un excellent révélateur, exempt de décollement.

Sucrate de baryte	50^{cc}
Bromure de potassium	1^{gr}
Chlorhydrate d'hydroxylamine	1^{gr}
Eau	950^{cc}

SUCRATE DE CHAUX. — **FE.** $6CaO, C^{24}H^{20}O^{20}, 4aq.$ — **E.** 528. — **FA.** $C^{12}H^{22}O^{11}, CaO$. — **PM.** 398.

Sol. Soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool.

P. La solution de sucrate de chaux est incolore, elle a une saveur amère; le sucre forme avec la chaux des combinaisons diverses, mais qui agissent de même au point de vue photographique; la solution ne se conserve bien que s'il y a excès de chaux.

UP. Noircissement des clichés blanchis par le bichlorure de mercure; développement alcalin.

PL. Mettre dans un flacon un excès de chaux éteinte et de l'eau distillée, ajouter du sucre en poudre et laisser reposer; on décante pour l'usage le liquide surnageant. La quantité de sucre est en moyenne de 6^{gr} pour 100^{cc} d'eau.

ME. Pour le développement des gélatinochlorures, on emploie :

	Parties.
Solution de sucrate de chaux	100
» alcoolique d'hydroquinone à $^{5}/_{100}$	8
» de bromure de potassium à $^{1}/_{100}$	1

SUCRE CANDI. — **FE.** $C^{24}H^{22}O^{22}$. — **FA.** $C^{12}H^{22}O^{11}$. — **E.** et **PM.** 342.

P. Le sucre candi est du sucre en gros cristaux prismatiques; on en compte trois sortes : le plus pur est blanc, il provient des cristaux de sucre en pain; le second de couleur jaune pâle est fait avec du sucre de betteraves; la troisième de couleur rousse est du sucre brut du Brésil.

UP. Préparation du révélateur au fer; préservateur pour collodion sec. Colle très tenace.

PL. On fait fondre du sucre avec de l'eau, on ajoute du noir animal et des

blancs d'œufs; après une première cuisson, on filtre, on concentre à 40° Baumé et on fait cristalliser lentement.

O. Ajouté au bain d'oxalate de fer (1 partie de sucre pour 4 de fer), il donne du brillant à l'image et joue un peu le rôle de retardateur.

ME. Le sucre ajouté à la gomme arabique forme une colle très tenace pour fixer les bandes de papier qui servent à border les positives sur verre. La formule est :

Sucre candi	1^{gr}
Gomme arabique	3^{gr}
Eau	100^{cc}

On l'empêche de moisir en ajoutant une goutte d'acide phénique.

SUCRE DE LAIT. — **FE.** $C^{24}H^{22}O^{22}$. — **FA.** $C^{12}H^{24}O^{12}$. — **E.** et **PM.** 342. — **D.** 1,534. — **Syn.** Lactose, lactine.

Sol. 20 % dans l'eau froide; 40 % dans l'eau bouillante; insoluble dans l'alcool et l'éther.

P. Cristaux blancs, incolores, durs, faible saveur sucrée; brunit et se caramélise à la chaleur; empêche la précipitation des persels de fer et réduit les sels d'argent.

UP. Procédé à l'albumine; conservateur pour le bain de sulfate ferreux.

PL. On évapore le petit-lait à consistance sirupeuse et on laisse cristalliser en lieu froid; on purifie par cristallisations successives.

R. Le sucre de lait en solution forme avec le sulfate de cuivre et la potasse un liquide d'un bleu intense; à l'ébullition le cuivre est réduit en oxydule rouge.

SULFATES (*Caractères des*). — **CG.** Les sulfates sont solubles dans l'eau, sauf ceux de baryte et de chaux; ils sont décomposés par la chaleur en présence du charbon, et réduits à l'état de sulfure si l'on ajoute de la potasse ou de la soude. Les sulfates sont en général peu solubles dans l'alcool.

R. Les principales réactions sont les suivantes :

1° Avec le *chlorure de baryum,* tous les sulfates solubles précipitent en blanc. Le précipité est insoluble dans l'acide chlorhydrique.

2° Avec l'*acétate de plomb;* précipité blanc.

Pr. Se préparent, en général, en faisant agir l'acide sur le carbonate du métal ou le métal même.

SULFATE D'ALUMINIUM. — **FE.** Al^2O^3, $3SO^3$, 18 aq. — **E.** 333. —

FA. $Al^2(SO^4)^3$, 18 aq. — **PM.** 677. — **D.** 1,62. — **Syn.** Sulfate d'alumine. Sulfate neutre d'alumine.

Sol. 95 % dans l'eau à 10°; 1140 % dans l'eau bouillante; très peu soluble dans l'alcool.

P. Cristallise en lamelles nacrées; saveur sucrée et astringente; réaction acide; décomposé par la chaleur en alumine et acide sulfurique qui se dégage. On compte plusieurs variétés de sulfate d'alumine dépendant de la quantité d'acide sulfurique combiné.

UP. Sert à durcir les couches gélatinées.

PI. On fait bouillir du kaolin, calciné, avec de l'acide sulfurique; on décante pour séparer les silices et les argiles non attaquées; on concentre la liqueur et on fait cristalliser.

Le sulfate d'aluminium se trouve aussi à l'état naturel.

ME. Après développement et lavage, en passant les clichés dans une solution saturée de sulfate d'alumine, on peut retarder longtemps le fixage.

SULFATE DE CUIVRE. — **FE.** CuO, SO^3, 5HO. — **E.** 124,75. — **FA.** $CuSO^4$ + 5aq. — **PM.** 249. — **D.** 2,74. — **Syn.** Vitriol bleu, pierre divine, couperose bleue.

Sol. 37 % dans l'eau froide; 203 % dans l'eau bouillante; insoluble dans l'alcool.

P. Sel d'un beau bleu cristallisant en parallélépipèdes obliques; inodore, saveur métallique et acide; efflorescent à l'air; se transforme à 200° en une poudre blanche très hygrométrique; vomitif énergique.

UP. S'emploie en mélange avec le sulfate ferreux pour retarder son oxydation; positives au cuivre.

PI. S'obtient en grillant les pyrites cuivreuses; on lessive à l'eau chaude, on précipite le fer et le zinc et on fait cristalliser; s'obtient en dissolvant du cuivre dans de l'acide sulfurique chaud.

R. Est souvent falsifié avec du sulfate de fer; on l'essaye en précipitant par l'ammoniaque; le précipité cuivreux se redissout dans un excès de réactif, il reste le précipité de fer.

ME. Pour faire les positives au cuivre, on sensibilise du papier encollé à l'amidon avec :

Solution saturée de bichromate de potasse	10^{cc}
Solution saturée de sulfate de cuivre	35^{cc}

On sèche et on expose sous un négatif au châssis-presse; on développe

dans un bain de nitrate d'argent à 3 %; l'image est rougé, on lave et on sèche.

SULFATE FERREUX. — **FE.** $FeO, SO^3 + 7aq$. — **E.** 139. — **FA.** $FeSO^4 + 7aq$. — **PM.** 278. — **D.** 1,97. — **Syn.** Couperose verte, vitriol vert, sulfate de protoxyde de fer.

Sol. 60 % dans l'eau froide; 333 % dans l'eau chaude; insoluble dans l'alcool; 25 % dans la glycérine.

P. Cristaux vert émeraude, saveur styptique; se décomposant au rouge sombre en donnant de l'oxyde de fer; se couvre à l'air humide d'une couche ocreuse; les solutions, d'abord vertes, tendent à jaunir; cette action est retardée par la lumière, la présence d'un acide assure la conservation; réducteur énergique; non vénéneux; les cristaux contiennent 45,5 % d'eau. On trouve dans le commerce trois variétés de sulfate ferreux : la première, d'un bleu verdâtre, a été obtenue par cristallisation en liqueur acide; la deuxième, vert pâle, se forme dans les liqueurs neutres; la troisième, d'un vert émeraude, est une combinaison double de sulfate ferreux et de sulfate ferrique.

UP. Développement.

PL. Attaquer du fer en limaille par de l'acide sulfurique à chaud, filtrer, concentrer la liqueur et laisser cristalliser. Dans l'industrie il s'obtient par un grillage des pyrites martiales, suivi de lavages et de cristallisation.

R. Avec le cyanure rouge précipité de bleu de Prusse, avec le cyanure jaune précipité grisâtre, qui bleuit peu à peu à l'air.

O. Le sulfate de fer du commerce se purifie en le faisant dissoudre et en ajoutant à la solution quelques clous bien propres; après vingt-quatre heures, filtrer, concentrer et faire cristalliser.

ME. Le bain de développement pour gélatinobromure comprend :

A. Oxalate neutre de potasse	30^{gr}
Eau	100^{cc}
B. Sulfate de fer	20^{gr}
Acide sulfurique	2^{gtt}
Eau	100^{cc}

Verser 1 partie de B dans 2 de A; ne pas intervertir cet ordre. (*Voir* oxalate ferreux.)

SULFATE FERREUX AMMONIACAL. — **FE.** $FeO, SO^3 + AzH^4O, SO^3, 6aq$. — **E.** 196. — **FA.** $Fe(AzH^4)^2(SO^4)^2 + 6aq$. — **PM.** 392. —

D. 1,813. — **Syn.** Sulfate double de fer et d'ammoniaque, sulfate ferroso-ammonique.

Sol. 17 % dans l'eau froide, très soluble dans l'eau chaude, insoluble dans l'alcool.

P. Prismes volumineux d'un vert pâle, moins altérable à l'air que le sulfate ferreux et pour cette raison préféré en Photographie.

UP. Développement (procédés au collodion).

PL. Dissoudre dans l'eau bouillante, à équivalents égaux, du sulfate ferreux et du sulfate d'ammoniaque, 71 du premier, 66 du second et faire cristalliser.

R. On reconnaît l'absence du sulfate ferrique à l'aide du sulfocyanure de potassium, qui doit colorer la liqueur en rose pâle.

ME. Le bain de développement du collodion humide est ainsi composé :

Sulfate de fer ammoniacal	5gr
Acide acétique	3gr
Eau	100cc

SULFATE FERRIQUE. — **FE.** $(Fe^2O^3)^2$, SO^3. — **E.** 200. — **FA.** $Fe^2(SO^4)^3$. — **PM.** 562. — **Syn.** Sulfate de sesquioxyde de fer, sulfate basique.

Sol. Soluble dans l'eau froide; plus soluble dans l'eau bouillante.

P. Il existe plusieurs variétés de sulfate ferrique qui se distinguent par la plus ou moins grande quantité d'acide sulfurique de combinaison. Il se présente sous la forme de poudre jaune ou blanche qui se décompose en ocre ou en colcothar par la chaleur et donne l'acide sulfurique monohydraté.

UP. Sans usage : se forme par la décomposition du sulfate ferreux; doit être évité car il n'a aucune action réductrice.

PL. Se forme spontanément par l'oxydation des solutions de sulfate ferreux et des cristaux qui se colorent en jaune.

SULFATE DE MAGNÉSIE. — **FE.** MgO, $SO^3 + 7aq$. — **E.** 123. — **FA.** $MgSO^4 + 7aq$. — **PM.** 250. — **D.** 1,75. — **Syn.** Sel d'Epsom, de Sedlitz, sel amer.

Sol. 104 % dans l'eau froide; 700 % dans l'eau chaude; insoluble dans l'alcool.

P. Cristallise en aiguilles prismatiques, incolores, inodores; saveur amère et salée, purgatif énergique.

UP. Action marquée de durcissement sur la gélatine et a été proposé

pour éviter les décollements; est employé dans le bain de fer pour collodion humide à la dose de 60^{gr} par litre.

Pr. On peut l'obtenir par l'action de l'acide sulfurique sur le carbonate de magnésie; mais on l'extrait plutôt des eaux mères des marais salants ou des sources naturelles qui sont très abondantes.

SULFHYDRATE D'AMMONIAQUE. — **FE.** AzH^3, HS. — **FA.** $(AzH^4)^2S$. — **E.** 34. — **PM.** 68. — **Syn.** Sulfure d'ammonium.

Sol. Très soluble dans l'eau froide; un peu moins dans l'alcool.

P. Cristaux aiguillés, très volatils; saveur piquante et sulfureuse, odeur désagréable et forte. C'est un poison : il se forme dans la décomposition des matières organiques, particulièrement dans les fosses d'aisance; mélangé avec de l'ammoniaque il constitue un réactif très important.

UP. Réactif.

PL. On divise en deux parties une solution d'ammoniaque, on fait passer dans l'une un courant d'hydrogène sulfuré jusqu'à saturation, puis on ajoute l'autre partie d'ammoniaque; on a ainsi le réactif des laboratoires.

ME. Les principales réactions données par le sulfhydrate d'ammoniaque sont :

1° Avec les sels de *zinc*, précipité blanc;
2° Avec le *manganèse*, précipité rose;
3° Avec le *fer* et le *nickel*, précipité noir;
4° Avec l'*uranium*, précipité brun.

SULFITES (*Caractères des*). — **CG.** Les sulfites alcalins sont solubles dans l'eau; grâce à leur pouvoir réducteur ils sont employés pour empêcher l'oxydation des révélateurs, tels que le pyrogallol, l'hydroquinone et leurs isomères.

R. Les sulfites solubles donnent lieu aux réactions suivantes :

1° Sous l'action des *acides*, dégagent de l'acide sulfureux sans dépôt de soufre;

2° *Bichlorure de mercure*, précipité blanc ne noircissant pas;
3° *Zinc* et *acide chlorhydrique*, dégagement d'acide sulfhydrique;
4° *Chlorure de baryum*, précipité blanc, soluble dans l'acide chlorhydrique.

O. Les réactions 1 et 3 distinguent les sulfites des sulfates, car ces derniers ne donnent lieu à aucune réaction avec ces corps. Il en est de même de la réaction 4; en effet, si les deux genres de sels sont précipités en blanc

par le chlorure de baryum, le précipité est insoluble dans l'acide chlorhydrique pour les sulfates et soluble pour les sulfites.

On distingue les sulfites des hyposulfites en ce que la réaction 1 donne avec les hyposulfites un dépôt de soufre; la réaction 2 donne avec ceux-ci un précipité blanc qui noircit rapidement s'il n'y a pas excès de réactif.

P. Se préparent par l'action de l'acide sulfureux sur les carbonates alcalins.

O. Nous avons dit que les sulfites empêchent l'oxydation des révélateurs, mais il ne faut pas oublier qu'ils agissent aussi comme retardateurs et qu'on ne doit employer que la quantité strictement nécessaire. Il faut, en général, de 6 à 8 parties pour 1 de pyrogallol; 5 parties pour 1 d'hydroquinone; 2 à 3 parties pour 1 d'iconogène.

SULFITE D'AMMONIAQUE. — **FE.** $2AzH^4O, S^2O^4$. — **E.** 116. — **FA.** $(AzH^4)^2SO^2$. — **PM.** 100.

Sol. 100 % dans l'eau froide.

P. Prismes à 6 pans, incolores, saveur fraîche, odeur légèrement sulfureuse; se décompose par la chaleur en ammoniaque et bisulfite d'ammoniaque qui se sublime; absorbe facilement l'oxygène de l'air et tourne au sulfate.

UP. Sert à noircir les clichés passés au bichlorure de mercure ou à précipiter l'argent contenu dans les vieux bains d'hyposulfite.

PL. Se prépare en faisant passer de l'hydrogène sulfuré dans une solution ammoniacale jusqu'à ce que le gaz cesse d'être absorbé, puis on ajoute une quantité d'ammoniaque égale à la première quantité employée pour réduire en sulfite le bisulfite formé.

O. Est surtout employé pour l'analyse qualitative.

SULFITE DE SOUDE. — **FE.** $NaO, SO^2 + 7aq$. — **E.** 126. — **FA.** $Na^2SO^3 + 7aq$. — **PM.** 252. — **D.** 1,56. — **Syn.** Sulfite de sodium.

Sol. 25 % dans l'eau froide; 100 % dans l'eau chaude; insoluble dans l'alcool.

P. Cristaux prismatiques, efflorescents en perdant leur eau de cristallisation; incolore, inodore, réaction alcaline, saveur fraîche, puis sulfureuse; s'oxyde assez facilement, surtout au contact de l'air, et donne du sulfate. Très soluble dans l'eau, présente un maximum de solubilité à 33°; oxydant énergique.

UP. Employé comme préservatif de l'acide pyrogallique, l'hydroquinone et ses isomères; sert à noircir les clichés blanchis au mercure; a été préconisé comme fixateur des positifs, il dissout, en effet, sans décomposition le chlorure et l'albuminate d'argent.

PL. Se prépare en faisant passer de l'acide sulfureux sur des cristaux humides de carbonate de soude qu'on neutralise ensuite par la quantité nécessaire de carbonate de soude.

R. Les cristaux ne doivent pas avoir une odeur d'acide sulfureux ce qui dénoterait la présence de bisulfite. Dissous dans l'eau froide aiguisée d'acide chlorhydrique, ils ne doivent donner qu'un faible précipité blanc avec l'azotate de baryum; si le précipité est abondant, c'est que l'échantillon contient de notables proportions de sulfate de soude. La solution doit être presque neutre : si elle est alcaline, c'est que l'échantillon contient du carbonate de soude; on met ce corps en évidence en réduisant l'échantillon en poudre et versant par-dessus un peu d'acide citrique en solution saturée : l'effervescence du sel indique la présence du carbonate.

O. On ne doit pas oublier que le sulfite joue avec le pyrogallol et ses succédanés le rôle de retardateur; on ne doit donc employer que la quantité strictement nécessaire.

SULFITE DE SOUDE (*Titrage et essai du*). — Le sulfite de soude est souvent altéré par du carbonate de soude qui lui retire partie de son pouvoir de conservation sur les réducteurs oxydables tels que le pyrogallol; on décèle la présence de la soude ou du carbonate de soude à l'aide de la phtaléine du phénol qui rougit fortement en présence des alcalis. Du papier Joseph est imprégné de la solution alcoolique de la phtaléine et séché; on le trempe dans une solution du sulfite à essayer : s'il rougit, le sulfite est impropre à l'usage (Chicandard). On peut cependant le purifier en le faisant traverser par un courant d'acide sulfureux, jusqu'à ce que la réaction ne se produise plus.

Recherche du sulfate de soude. — Le sulfite contenant du sulfate n'est pas à rejeter, ce dernier sel étant sans action; mais il est utile de connaître la richesse du sulfite, afin de doser exactement ce sel. On reconnaît que le sulfite contient du sulfate en précipitant par le chlorure de baryum; le précipité doit être soluble dans l'acide chlorhydrique, sinon il y a présence de sulfate.

Titrage du sulfite. — La présence du sulfate reconnue, on titre le sel

par le moyen suivant : on dissout $2^{gr},45$ de l'échantillon dans 100^{cc} d'eau et l'on en prend 10^{cc} dans lesquels on ajoute un peu d'empois d'amidon; on verse à l'aide d'une burette, graduée en dixièmes de centimètre cube, le réactif suivant :

Iode en paillettes	$2^{gr},53$
Iodure de potassium	$3^{gr},60$
Eau	100^{cc}

On ajoute le réactif jusqu'à ce que la solution essayée prenne une teinte bleue. Le nombre de divisions employées indique la teneur en sulfite, le réactif étant dosé de manière que 100 divisions correspondent à du sulfite pur, soit 100 %.

SULFOANTIMONIATE DE SODIUM. — **FE.** Na^3, Sb^2S^5. — **E.** 393. — **FA.** $SbS^4Na^3 + 9aq$. — **PM.** 481. — **Syn.** Sel de Schlippe.

Sol. Très soluble dans l'eau.

P. Beaux cristaux jaunes, volumineux, tétraédriques, se décomposant assez vite au contact de l'air.

UP. Renforçateur.

PL. On éteint 17^{gr} de chaux vive avec 48^{gr} d'eau; on fait dissoudre 44^{gr} de carbonate de soude et on ajoute à cette solution la chaux éteinte, additionnée de 40^{gr} de fleur de soufre et 24^{gr} de sulfure gris d'antimoine; on fait bouillir jusqu'à ce que tout le sulfure gris ait tourné au blanc, on filtre et on ajoute 8 fois autant d'eau qu'on a obtenu de liquide : on a ainsi le renforçateur de Schlippe.

ME. Le cliché est passé au bichlorure de mercure, jusqu'à ce qu'il ait blanchi entièrement, on le lave et on le passe dans la solution de Schlippe.

SULFOCARBAMIDE. — **FE.** CH^4Az^2S. — **PM.** 76. — **Syn.** Sulfo-urée, urée sulfurée, thiocarbamide.

Sol. 9 % dans l'eau froide, très soluble dans l'eau chaude et l'alcool, peu dans l'éther.

P. Ce corps représente de l'urée dont l'oxygène est remplacé par du soufre. Prismes rhomboïdes ou fines aiguilles prismatiques, inaltérables à l'air. Dissout les sels d'argent, d'or et de platine; pourrait être employé par suite dans les bains de fixage ou de virage.

UP. Renversement de l'image dans le développement à l'iconogène (Waterhouse).

PL. Chauffer pendant deux heures, à 160°, le sulfocyanure d'ammonium; le résidu est dissous à 80° dans son poids d'eau et après filtrage on laisse refroidir; le sulfocarbamide se dépose en fines aiguilles; on purifie par cristallisations successives.

ME. Pour obtenir au développement le renversement de l'image, il suffit d'ajouter 20 à 25 parties de solution saturée de sulfocarbamide à 100 parties de développement. Le dernier bain conseillé par Waterhouse est le suivant :

Iconogène..	1
Sulfite de soude..................................	2
Borax...	2
Eau...	100

L'image se développe d'abord en négatif, puis peu à peu se renverse; l'effet se manifeste en premier lieu sur les bords de la plaque, qui noircissent.

SULFOCONJUGUÉS (*Acides*). — *Voir* acides sulfoniques.

SULFOCYANATES. — *Voir* sulfocyanures.

SULFOCYANURE D'AMMONIUM. — **FE.** AzH^3, CyS^2. — **E.** 75. — **FA.** AzH^4CAzS. — **PM.** 76. — **D.** 1,31. — **Syn.** Sulfocyanate d'ammonium.

Sol. 105 % dans l'eau froide; très soluble dans l'eau chaude et l'alcool.

P. Se présente en tables très déliquescentes; fond à 159°; dissolvant des sels d'argent.

UP. Fixage; virage et fixage combinés.

Pr. Décomposer le sulfocyanate de cuivre par le sulfhydrate d'ammoniaque, filtrer et évaporer. Autre préparation : Mélanger 15 volumes d'ammoniaque liquide, avec 2 volumes de sulfure de carbone et 15 volumes d'alcool. Laisser digérer vingt-quatre heures et distiller les $\frac{2}{3}$ du liquide; évaporer ensuite le résidu à cristallisation. On obtient ainsi en poids une quantité de sulfocyanure, à peu près égale au poids de sulfure de carbone employé; l'alcool, qui a distillé, contient du sulfure d'ammonium et peut servir pour deux ou trois opérations semblables.

R. Colore en bleu une solution de chlorure de cobalt dans l'éther, la coloration disparaît en ajoutant un fluorure alcalin.

ME. Il est employé dans les virages, en voici une formule :

Sulfocyanure d'ammonium..........................	15gr
Chlorure double d'or et de potassium.............	1gr
Eau..	1000cc

Mais il est surtout indiqué pour les virages fixages des papiers aristotypes dont voici quelques formules :

	(1).	(2).	(3).
A. Sulfocyanure	30	20	55
Hyposulfite de soude	300	0,7	»
Azotate de plomb	10	»	»
Alcool	10	»	»
Phosphate de soude	»	»	60
Eau	1000	10000	1000
B. Chlorure d'or	0,5	2	1
Eau	100	1000	100

(1) Cronemberg, préparer vingt-quatre heures d'avance (2) British Journal, (3) Tons bleu noir : 100 parties de A et 15 de B.

SULFOCYANURE DE POTASSIUM. — **FE.** $KCyS^2$. — **FA.** KCyS ou CAzSK. — **E.** et **PM.** 97. — **D.** 1,9. — **Syn.** Sulfocyanate de potassium.

Sol. 130 °/$_0$ dans l'eau froide; très soluble dans l'eau chaude; soluble dans l'alcool.

P. Cristaux incolores en aiguilles; très déliquescent; les solutions aqueuses se décomposent peu à peu et dégagent de l'ammoniaque; n'est pas vénéneux, dissout les sels d'argent.

UP. Employé dans les bains de virage et fixage combinés; fixages.

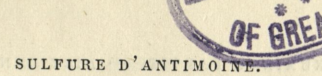
PL. Chauffer au rouge, en creuset couvert, 2 parties de ferrocyanure de potassium sec et 1 partie de soufre, jusqu'à ce qu'il se dégage de la masse des bulles de gaz, brûlant à l'air avec une flamme rougeâtre; dissoudre dans de l'eau bouillante, précipiter le fer par du carbonate de potasse, filtrer et évaporer à siccité. Le résidu est traité par l'alcool qui dissout le sulfocyanure et l'abandonne par évaporation.

ME. Le sulfocyanure, employé pour fixer, est à la dose de 1 à 1,50 pour 100 parties d'eau; il ronge moins les épreuves que le cyanure de potassium.

SULFONIQUES (*Acides*). — On a donné le nom d'*acides sulfoniques, acides sulfonés, acides sulfoconjugués* à une série de corps, qui résultent de l'union de composés organiques et d'acide sulfurique, avec élimination d'eau (Wurtz).

P. Sont généralement solubles dans l'alcool et l'eau, souvent déliquescents; sont décomposés à haute température. Ils donnent lieu à des sulfonates.

UP. Il est probable que ces sels sont aptes à donner des révélateurs; en tous cas parmi eux nous citerons l'iconogène. (*Voir* ce mot.)



SULFOPHÉNYLURÉE. — **FA.** $C^6H^5AzH^2$, CSAzH. — **PM.** 152. — **Syn.** Phénylsulfocarbamide.

Sol. Peu soluble dans l'eau froide, soluble dans l'alcool.

P. Longues aiguilles transparentes; se combine avec l'azotate d'argent et le chlorure de platine.

UP. Renversement de l'image.

PL. Se prépare en maintenant pendant quelques heures à 100° un mélange de chlorhydrate d'aniline et de sulfocyanure d'ammonium dans l'eau. Évaporer à sec, laver à l'eau froide, puis traiter par l'alcool bouillant, qui dissout la sulfophénylurée et l'abandonne par refroidissement.

ME. Un négatif obtenu à la chambre noire est développé avec :

Iconogène	gr 2,5
Sulfite de soude	5
Carbonate de soude	4
Solution de sulfophénylurée	25cc
Eau	100cc

La solution de sulfophénylurée est obtenue en faisant bouillir le sel avec de l'eau, on laisse refroidir et on emploie le liquide saturé qui surnage. Le cliché développé dans un tel bain donne une épreuve positive. Le bain doit être fraîchement préparé; il ne se conserve pas.

SULFO-URÉE. — *Voir* sulfocarbamide.

SULFURES (*Caractères des*). — **CG.** Les sulfures ou sulfhydrates sont produits par la combinaison du soufre ou de l'acide sulfhydrique avec les corps. Les sulfures peuvent s'unir ensemble pour former des *sulfosels.* Ils sont, en général, peu solubles dans l'eau et sont colorés.

R. Les sulfures solubles donnent les réactions suivantes :

1° *Azotate d'argent,* précipité noir;

2° *Acétate de plomb,* précipité noir.

Les sulfures insolubles sont rendus solubles en les fondant avec de la potasse; si on les traite alors par un acide, ils dégagent de l'acide sulfhydrique, reconnaissable à son odeur.

P. On peut préparer les sulfures en mêlant de la fleur de soufre avec le métal divisé et chauffant, ou par double décomposition.

SULFURE D'ANTIMOINE. — **FE.** SbS^3. — **E.** 170. — **FA.** Sb^2S^3. — **PM.** 340. — **D.** 4,62. — **Syn.** Antimoine gris, stibine.

Sol. Insoluble.

P. Poudre d'un gris bleuâtre, assez semblable à la plombagine, fuse avec le salpêtre, active les combustions.

UP. Feux chimiques, éclairage des lieux obscurs.

EN. Constitue un minerai d'antimoine, la *stibine;* se trouve à l'état naturel en Cornouailles, en Hongrie et à Bornéo.

ME. Le feu chimique suivant donne une très belle lumière; il est toutefois à noter que la présence du chlorate de potasse le rend dangereux à manier.

	gr
Sulfure d'antimoine	15
Chlorate de potasse en poudre	30
Fleur de soufre	7
Magnésium	7

Voici la composition d'un feu chimique sans magnésium.

	Parties.
Sulfure d'antimoine	6
Soufre en fleur	21
Salpêtre sec	61

SULFURE DE CARBONE. — **F.** CS^2. — **E.** 38. — **PM.** 76. — **D.** 1,27. — **Syn.** Acide sulfocarbonique.

Sol. Insoluble dans l'eau, se mélange avec l'alcool, l'éther et les huiles grasses.

P. Liquide incolore, très mobile, odeur désagréable, très volatil, très inflammable; sa vapeur forme avec l'air un mélange détonant; doit être manié avec précaution. Le liquide et les vapeurs sont vénéneux; dissout très bien l'ambre et certaines résines, l'iode, le soufre, le phosphore et le camphre.

UP. Préparation de vernis. Enlèvement des vernis.

PI. Se prépare en faisant passer des vapeurs de soufre sur du charbon porté au rouge.

SULFURIQUE (*Acide*). — **FE.** SO^3, nHO. — **E.** 49. — **FA.** SO^4H^2. — **PM.** 98. — **D.** 1,97 (de l'acide anhydre). — **Syn.** Vitriol, huile de vitriol.

Sol. Miscible en toutes quantités avec l'eau; décompose l'éther et l'alcool.

P. Liquide oléagineux, inodore, incolore; se mélange avec l'eau en élevant la température; très avide d'eau, sert, par suite de cette propriété, à dessécher des espaces fermés; brûle les tissus organiques en les déshydratant et les colore en noir; attaque la plupart des métaux.

UP. Fabrication des sulfates, des pyroxyles, décapage des glaces; acidulation de certains bains.

PI. Se prépare industriellement par l'oxydation de l'acide sulfureux produit par le grillage des pyrites de fer (procédé des chambres de plomb).

O. L'acide sulfurique liquide se présente avec divers degrés d'hydratation; dans le commerce on distingue :

1° L'acide de Nordhausen ou acide fumant. — **FE.** $(SO^3)^2$, HO. — **FA.** $S^2O^7H^2$. — C'est un liquide ordinairement coloré en brun.

2° L'acide ordinaire ou acide anglais, appelé aussi monohydraté. — **FE.** SO^3, HO. — **FA.** SO^4H^2.

3° L'acide quadhrydraté, qui est une combinaison du précédent avec de l'eau.

SYLVIUS (*Sel de*). — Synonyme de chlorure de potassium. Sylvius était un pharmacien du siècle dernier, qui avait su le premier isoler ce corps, employé comme purgatif léger.

T

TALC. — **FE.** 3MgO, SiO^3. — **E.** 105. — **FA.** 2MgO, $4SiO^3$ + aq. — **PM.** 460. — **D.** 2,5. — **Syn.** Stéatite, craie de Briançon, pierre ollaire.

Sol. Insoluble.

P. Masse amorphe ou poudre blanche, onctueuse, brillante, translucide et nacrée. Le talc est souvent coloré en vert, brun et rose; inattaquable par les acides; fond difficilement au chalumeau.

UP. Préparation des glaces pour émaillage des papiers aristotypes et gélatinés, dont il facilite le détachement; assure au contraire l'adhérence du collodion.

EN. C'est un silicate de magnésie avec traces de fer et d'alumine assez abondant; se trouve dans le Tyrol, au Saint-Gothard, en Sibérie, etc.

ME. Pour talquer une plaque, on la frotte en tous sens avec un tampon d'ouate trempé dans du talc en poudre fine; on enlève l'excès avec une floche de coton et on repolit la plaque avec un tampon neuf. La couche extrêmement mince qui reste, comble les inégalités du verre et suffit à empêcher l'adhérence de la gélatine.

TANNIQUE (*Acide*). — **FE.** $C^{14}(C^{14}H^6O^{10})(H^2O^2)^2O^4$. — **E.** 332. — **FA.** $C^{14}H^{10}O^9$. — **PM.** 322. — **Syn.** Tanin, acide gallotannique.

Sol. Très soluble dans l'eau et l'alcool; insoluble dans l'éther pur.

P. Poudre amorphe jaunâtre, inodore, saveur astringente; sec, il est inaltérable à l'air; en solution, il s'oxyde et brunit assez vite. Se décompose à 210° en acides carbonique et pyrogallique. Précipite les colloïdes et les gélatines qu'il rend insolubles; attaque la peau.

UP. Employé comme préservateur pour les procédés au collodion sec; mélangé avec l'acétate de plomb, forme un bon révélateur pour le collodion humide.

PI. Le tanin s'extrait d'un grand nombre d'écorces de végétaux : chênes, peupliers, bouleaux, etc. On le retire principalement de la noix de galle (*voir* ce mot). On met dans une allonge des noix de galle grossièrement pulvérisées et l'on recouvre d'un mélange de 9 parties d'éther et 1 partie d'eau. Au bout de vingt-quatre heures, on soutire le liquide qui se sépare en deux couches : on décante la supérieure, la seconde qui contient la majeure partie du tanin est évaporée au bain-marie.

ME. Le préservateur au tanin est ainsi formulé :

Tanin....................................	3^{gr}
Alcool à 40°..............................	5^{cc}
Eau......................................	100^{cc}

TARTRATES (*Caractères des*). — Les tartrates sont en général solubles dans l'eau et se présentent en gros cristaux; ils forment facilement des sels doubles; calcinés à l'air, ils répandent une odeur de sucre brûlé; les solutions des tartrates se couvrent rapidement de moisissures.

R. Les principales réactions données par les tartrates sont :

1° *Chlorure de calcium,* précipité blanc.

2° *Azotate d'argent, acétate de plomb,* précipités blancs.

3° Les tartrates mélangés à l'*acide sulfurique* dégagent de l'acide carbonique et le mélange noircit.

P. Se préparent par l'action de l'acide tartrique sur le carbonate.

TARTRATE DOUBLE DE SOUDE ET POTASSE. — **FE.** KO, NaO, $C^8H^4O^{10}$, 7HO. — **E.** 273. — **FA.** $C^4H^4O^6$, NaK + 4aq. — **PM.** 191. — **D.** 1,79. — **Syn.** Sel de Seignette ou de la Rochelle.

Sol. 50 % dans l'eau froide, très soluble dans l'eau chaude, insoluble dans l'alcool et l'éther.

P. Cristaux volumineux, incolores, inodores, goût salin; s'effleurissent

à l'air sec. Fondent vers 70° en un liquide qui bout à 120° et se décompose à 220°. Purgatif léger.

UP. Émulsions au gélatinochlorure.

PL. On fait bouillir 12 parties d'eau contenant 3 parties de crème de tartre (tartrate acide de potasse); on ajoute peu à peu 3 parties de carbonate de soude, on filtre, on évapore et l'on fait cristalliser.

ME. Formule d'émulsion au gélatinochlorure.

Tartrate double	50gr
Chlorhydrate d'ammoniaque	16gr
Eau	100cc

On ajoute 175gr de gélatine gonflée à l'eau, on fait fondre, puis on émulsionne avec 75gr d'azotate d'argent dissous dans 800cc d'eau : on ajoute ensuite 120cc d'alcool méthylique. L'émulsion, étant prise en gelée, est lavée, fondue et étalée à la méthode ordinaire.

TARTRATE (*bi*) DE POTASSE. — **FE.** KO, HO, $C^8H^4O^{10}$. — **E.** 188. — **FA.** $C^4H^5O^6K$. — **PM.** 282. — **D.** 1,94. — **Syn.** Crème de tartre, tartre purifié, tartrate acide de potasse.

Sol. 0,48 % dans l'eau froide; 7 % dans l'eau bouillante; insoluble dans l'alcool et l'éther.

P. Cristaux durs opaques, d'une saveur acidule, inaltérables à l'air; la solution rougit le papier de tournesol et dissout nombre d'oxydes métalliques en donnant des sels doubles. Calciné, il répand une odeur de pain grillé et laisse un résidu de carbonate de potasse pur.

UP. Développement.

PI. Se retire des dépôts laissés par le vin dans les tonneaux; on purifie le sel par des lavages et des cristallisations successives dans l'eau bouillante.

ME. On l'a conseillé dans les bains de développement à l'hydroquinone comme conservateur. Le bain est ainsi formulé :

Bitartrate de potasse	1gr,5
Sulfite de soude	1
Carbonate de potasse	30
Hydroquinone	3
Eau	100cc

Pour l'usage, on prend 1 partie de cette solution et 16 d'eau.

TARTRE (*Sel de*). — *Voir* carbonate de potasse.

TARTRIQUE (*Acide*). — **FE.** $C^8H^6O^{12}$. — **E.** 150. — **FA.** $C^4H^6O^6$. — **PM.** 150. — **D.** 174.

Sol. 25 % dans l'eau froide, 100 % dans l'eau chaude; faiblement soluble dans l'alcool.

P. Cristaux très volumineux ou poudre fine blanche, inaltérable à l'air. Il n'est pas déliquescent lorsqu'il est pur. Est décomposé à 170°.

UP. Employé dans le révélateur au fer pour empêcher la solution de tourner au jaune : sert de préservateur dans la préparation du papier albuminé.

PI. Se prépare à l'aide du tartre, qui se dépose dans les tonneaux : c'est un bitartrate de potasse, qu'on traite par la craie : celui-ci se dédouble en tartrate de potasse restant en solution et en tartrate de chaux qui précipite. Le tartrate de potasse est traité par le chlorure de calcium qui précipite du tartrate de chaux. Ces deux tartrates sont traités par l'acide sulfurique dilué, qui donne du sulfate de chaux insoluble et l'acide tartrique reste en solution; on concentre les liqueurs et on fait cristalliser.

O. L'acide tartrique du commerce contient souvent des traces de chaux, de fer, plomb et cuivre. Pur, il ne laisse aucun résidu sur une lame de platine chauffée. Les résidus servent à déceler les métaux qu'il contient. Si l'échantillon est déliquescent, c'est qu'il renferme de l'acide sulfurique, nettement dénoté par le nitrate de baryte; dans ce cas, on purifie en dissolvant à chaud et ajoutant un peu de lait de chaux; on filtre, on évapore et on fait cristalliser.

TECTOQUINONE. — **FE.** $C^{36}H^{16}O^4$. — **FA.** $C^{18}H^{16}O^2$. — **E.** et **PM.** 264.

P. Cristallise en longues aiguilles touffues comme de la laine, fond à 170°, sublime à 100° ou lentement à l'air chaud.

UP. Développateur.

PI. Extrait de la résine du bois de teck (*tectonia grandis*), arbre à grain très dur des Indes orientales. On l'obtient aussi dans les produits de la distillation sèche du bois. On traite les goudrons par une solution de soude caustique qui dissout la plupart des éléments du goudron et laisse une masse caséeuse d'où on extrait le tectoquinone par l'alcool bouillant.

ME. Employé comme l'hydroquinone.

TÉRÉBENTHINE (*Essence de*). — **FE.** $C^{20}H^{16}$. — **FA.** $C^{10}H^{16}$. — **E.** et **PM.** 136. — **D.** 0,864. — **Syn.** Essence, essence de pin.

Sol. Insoluble dans l'eau; soluble en toutes proportions dans l'alcool, l'éther et la benzine.

P. Liquide très mobile, odeur caractéristique, incolore; neutre, quand elle est fraîche; ne tarde pas à jaunir en se résinifiant sous l'influence de l'air et de la lumière; elle rougit alors le papier de tournesol et devient plus visqueuse. C'est un dissolvant des corps gras, caoutchouc et bitume; bout à 160°; très combustible, brûle avec une flamme blanche fuligineuse.

UP. Préparation de certains vernis, surtout propres à la retouche; sert dans les procédés au bitume pour dissoudre les parties non insolées.

PI. Se prépare en distillant les résines de pin; cette industrie se pratique surtout dans les Landes et la Sologne.

ME. On a formulé le vernis suivant pour la retouche :

Térébenthine	67 gr
Sandaraque	167
Camphre	33
Essence de lavande	50
Alcool	1000cc

TÉRÉBENTHINE DE VENISE. — **F.** $C^{10}H^{16}$. — **E.** 76. — **PA.** 136. — **D.** 0,87.

Sol. Insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et les essences.

P. Huile épaisse à odeur aromatique forte; mêmes caractères que ceux de la térébenthine. (*Voir* ce mot.)

UP. Vernis pour la retouche.

PI. Cette térébenthine est extraite du mélèze (*Larix europæa*).

ME. Voici une série de vernis pour la retouche :

	gr	gr	gr
Térébenthine de Venise	27	17	200
Sandaraque	167	167	100
Gomme laque	»	»	100
Sucre	1,7	»	»
Camphre	1,7	17	1
Huile de ricin	»	33	»
Alcool	1000cc	1000cc	1000cc

Le premier est bon pour la retouche, les autres pour le vernissage à chaud.

TERRE FOLIÉE. — Acétate de potasse (*voir* ce mot); la *terre foliée minérale* est l'acétate de soude. (*Voir* ce mot.)

THÉ. — Feuilles d'un arbrisseau, cultivé surtout en Chine, séchées et torrifiées dans des grandes bassines. Il existe deux sortes de thé : le thé vert et le noir; ce dernier seul doit être employé en Photographie, le premier

contenant des traces de cuivre. A été proposé comme préservateur dans le procédé au collodion sec; on prépare la liqueur ainsi qu'il suit : On fait bouillir 4gr de thé noir avec 100cc d'eau, on ajoute 100cc d'alcool et 200cc d'eau, puis 1 ou 2cc d'une solution saturée de bicarbonate de soude. Le thé en solution peut servir d'accélérateur au pyrogallol.

THIOCARBAMIDES. — *Voir* sulfocarbamides.

THIOSINNAMINE. — **FE.** $C^8H^8Az^2S^2$. — **E.** 116. — **FA.** AzH^2, CS, $AzH^4(C^3H^5)$. — **PM.** 116. — **D.** 1,46. — **Syn.** Allyl-sulfo-urée.

Sol. Peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau chaude, l'alcool et l'éther.

P. Cristaux prismatiques, blancs, inodores; fond à 74°.

UP. Renversement de l'image.

PL. Mélanger 4 parties d'ammoniaque concentrée et 1 partie d'essence de moutarde noire; il se produit en peu de temps un premier dépôt de cristaux; on décante, on évapore et on laisse cristalliser. Tous ces cristaux sont dissous dans de l'eau bouillante, décolorés au charbon animal et filtrés; on concentre la liqueur et on fait cristalliser.

ME. Un positif ayant été fait au châssis-presse, on le développe avec :

	gr
Hydroquinone	1,5
Sulfite de soude	3
Carbonate de soude	14
Solution de thiosinnamine	1cc
Eau	100cc

La solution de thiosinnamine doit être à saturation. En développant le cliché avec ce bain on obtient, au lieu d'un positif, un négatif.

THIOSULFATE DE SOUDE. — Synonyme d'hyposulfite de soude. (*Voir* ce mot.)

TOURNESOL. — **Syn.** Tournesol en pain.

Sol. Soluble dans l'eau et l'alcool.

P. Se trouve dans le commerce sous forme de petits pains prismatiques bleus; c'est la matière colorante d'un genre de lichen (*Rocella tinctoria*), mélangé à du gypse ou de la chaux. Cette matière colorante rougit en présence des acides et bleuit en présence des bases ou alcalis.

UP. Sert de réactif; procédés isochromatiques.

P. On prépare la solution de tournesol en réduisant les pains en poudre et en les faisant digérer avec 6 fois leur poids d'eau. On filtre et on divise le liquide en deux parties : on ajoute à l'une de l'acide chlorhydrique goutte à goutte jusqu'à parfaite coloration rouge, puis on mêle à la première. Cette opération a pour but de saturer les alcalis que pouvait contenir le tournesol et qui lui auraient enlevé partie de sa sensibilité.

ME. Le papier de tournesol s'obtient en trempant du papier buvard dans du tournesol rouge ou bleu et faisant sécher.

TRIMÉTHYLAMINE. — **FA.** C^3H^9Az ou $(CH^3)^3Az$. — **PM.** 59.

Sol. Peu soluble dans l'eau, soluble dans l'alcool.

P. Substance huileuse, très alcaline; odeur désagréable de poisson gâté; bout à 9°, est souvent mélangée de son isomère la propylamine.

UP. Accélérateur pour le développement à l'acide pyrogallique; agit comme alcali énergique.

Pr. Provient de la distillation sèche des vinasses, se rencontre dans un grand nombre de substances, surtout comme produit de décompositions animales : saumures de hareng, putréfaction de cervelle (névrine), urine, etc.

ME. A été proposé dans la formule suivante :

A.	Sulfite de soude	gr 2,5
	Ferrocyanure de potassium	5,6
	Carbonate de soude	5,6
	Eau	100cc
B.	Acide pyrogallique	12gr,5
	Chlorure d'ammonium	12gr,5
	Eau	100cc
C.	Triméthylamine	3cc
	Alcool	5cc

Pour l'usage, on prend 18 parties de A, 2,5 de B et 1 de C. L'action est très rapide : on poussera à la densité en ajoutant un peu de C.

TRINITROPHÉNOL. — Synonyme d'acide picrique. (*Voir* ce mot.)

TRIPOLI. — **Syn.** Terre pourrie, terre d'infusoires.

P. Silice pulvérulente, impalpable, jaune rougeâtre, d'une grande dureté, ce qui lui permet de polir le verre et les métaux.

UP. Nettoyage des glaces ou du plaqué pour daguerréotype.

EN. C'est une silice hydratée, constituée par les carapaces d'infusoires infiniment petits.

ME. On prépare la pâte pour nettoyer les glaces en délayant, à consistance épaisse, du tripoli avec un mélange de 1 partie d'eau et 1 partie d'alcool ambré par quelques paillettes d'iode. Il est bon par lévigation de séparer du tripoli les corpuscules un peu gros, qui pourraient rayer le métal ou le verre.

TROPÆOLINE. — *Voir* orange méthyle. Couleur rouge tirée des benzols : on trouve dans le commerce plusieurs variétés de cette couleur désignées par les lettres o, oo, ooo.

Tu. Symbole du tungstène. **E.** 92. **PA.** 184.

TUNGSTATES (*Caractères des*). — **CG.** Les tungstates se divisent en tungstates neutres et métatungstates. Les sels alcalins seuls sont solubles dans l'eau.

R. Les tungstates solubles donnent lieu aux réactions suivantes :

1° Acides *chlorhydrique* et *nitrique,* précipité blanc.
2° *Chlorure de calcium,* précipité blanc.
3° *Sulfate ferreux,* précipité brun.

P. Les tungstates alcalins se préparent en dissolvant l'acide tungstique dans les alcalis ou leurs carbonates.

TUNGSTATE DE POTASSE. — **FE.** KO, TuO^3. — **E.** 163. — **FA.** $K^2 TuO^4 + 5aq$. — **PM.** 326.

Sol. Soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool.

P. Cristaux aciculaires, légérement déliquescents, incolores, inodores, saveur amère.

UP. Virages.

PI. Ajouter peu à peu du *wolfram* (minerai de tungstène) pulvérisé à son poids de carbonate de potasse en fusion et reprendre par l'eau.

O. Les tungstates virent en noir violacé.

ME. Est employé dans la formule ci-dessous de virage et fixage combinés :

	gr
Tungstate de soude	10
Sulfocyanure d'ammonium	26
Hyposulfite de soude	250
Chlorure d'or	1
Eau	1000cc

TUNGSTATE DE SOUDE. — **FE.** NaO, TuO^3. — **E.** 147. — **FA.** $Na^2TuO^4 + 2aq$. — **PM.** 330.

Sol. 55 % dans l'eau froide; 124 % dans l'eau chaude; insoluble dans l'alcool.

P. Cristaux en tables transparentes, saveur amère, réaction alcaline, inaltérable à l'air.

UP. Virages.

PL. Se prépare en fondant le wolfram, minerai de tungstène, composé essentiellement de tungstate double de fer et de manganèse, avec du carbonate de soude. Il est aussi obtenu comme sous-produit dans le traitement de certains minerais d'étain, dans lesquels il se trouve en grande quantité.

O. Vire en tons rouges.

ME. La formule suivante est due à Liesegang :

Chlorure d'or	1^{gr}
Tungstate de soude	20^{gr}
Eau bouillante	1000^{cc}

U

U. — Symbole de l'uranium. — **E.** 60. — **PA.** 120.

URANE (*Caractères des sels d'*). — **CG.** Les sels d'urane se divisent en sels uraneux et sels uraniques ou d'uranyle; les premiers sont verts, les seconds sont jaunes; ils passent facilement de l'un à l'autre état, soit par oxydation, soit par réduction ; les sels uraniques, en particulier, sont réduits par la lumière : cette propriété a été utilisée à plusieurs reprises en Photographie; les sels uraniques ont une fluorescence jaune vert très remarquable.

R. Les réactions données avec les sels uraniques et uraneux sont différentes :

Réactif.	Sel uraneux.	Sel uranique.
Potasse et soude	pr. volumineux vert clair	pr. jaune
Carbonates alcalins	pr. blanc verdâtre	pr. jaune soluble dans l'eau
Ferricyanure	pr. jaune vert brunissant à l'air	pas de précipité
Ferrocyanure	pr. brun	pr. rouge brun

O. Les sels uraneux sont des réducteurs énergiques pour les sels d'argent, d'or et de platine; ils convertissent les sels ferriques en sels ferreux.

URANIUM. — **F.** U. — **E.** 60. — **PA.** 120. — **D.** 18,4. — **Syn.** Urane.

P. Métal assez semblable au nickel et au fer, jaunit rapidement à l'air; brûle avec éclat à 207°; métal sans emploi.

UP. Préparation des sels d'urane.

EN. Le minerai principal de l'uranium est la *pechblende,* oxyde uranoso-uranique associé à du soufre, du plomb et de l'arsenic.

V

VASELINE. — **P.** Matière grasse, sirupeuse, de la consistance du miel, semi-opaque, inodore, insipide, ne rancissant pas et non siccative.

UP. Préparation de papiers transparents.

P. C'est un des derniers produits de la distillation du pétrole; elle passe en même temps que la paraffine, d'où on l'extrait par pression.

VERNIS, à l'alcool pour négatifs.

Vernis à chaud pour collodion.

	(1).	(2).	(3).	(4).	(5).	(6).	(7).
Alcool	100cc	100cc	100cc	100cc	100cc	100cc	100cc
Gomme laque	10gr	»	10gr	»	7gr,5	15gr	»
Sandaraque	»	10gr	10gr	12gr	7gr,5	2	16gr
Benjoin	»	10gr	»	»	»	»	»
Gomme élémi	»	10gr	»	»	»	»	»
Térébenthine de Venise	»	»	20gr	»	»	»	2gr
Mastic en larmes	»	»	5gr	»	»	»	»
Huile de ricin	»	»	»	4gr	»	0gr,5	3gr

(1) Vernis ordinaire, (2) Fe Vinois, (3) Fe Haefstangl, (4) Photography, (5) Vogel, (6) Bigelow, (7) Rodriguez.

Les vernis contiennent souvent de l'eau, pour une raison quelconque; on les en débarrasse facilement en introduisant dans le flacon quelques fragments de gélatine tendre; celle-ci ne tardera pas, en se gonflant, à absorber toute l'eau.

VERNIS DÉPOLI. — On prépare facilement des vernis qui, en séchant, donnent une couche semi-opaque imitant le verre dépoli ; voici plusieurs formules de ce genre :

Sandaraque	18gr	30gr	12gr	15gr	40gr
Copal	»	»	»	15	»
Mastic en larmes	4	30	»	»	»
Éther	192	500	125	250	250
Benzine	»	250	66	80	240
Alcool	»	»	15	»	»
Baume du Canada	»	»	»	»	10

VERRE ROUGE ARTIFICIEL. — Le chlorure d'argent prend, sous l'influence de la lumière, une teinte carminée, qui peut être utilisée pour faire des verres rouges de laboratoire parfaitement inactiniques. M. Bell a donné la composition de l'émulsion suivante :

Gélatine dure	10gr
Chlorure d'ammonium	0gr,2
Eau	180cc

On émulsionne avec

Azotate d'argent	2gr
Eau	15cc

Une plaque de verre est recouverte de cette émulsion à la manière ordinaire, et on l'expose après séchage à la lumière solaire, où elle prend une teinte carmin orangé. La teinte obtenue, on vernit avec un vernis dur (*voir* dammar). Il est inutile d'ajouter qu'un tel verre ne doit pas être soumis à de grandes variations de température et d'humidité.

Nous avons signalé que la chrysoïdine pouvait servir à faire des verres rouges en colorant un des vernis à l'alcool indiqués plus haut avec la chrysoïdine. (*Voir* ce mot.)

VERRE SOLUBLE. — **FE.** $(KO)^3SiO^3$. — **E.** 186. — **FA.** $Si^4O^9K^2$. — **PM.** 334. — **Syn.** Tétrasilicate de potassium.

Sol. Soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool.

P. Masse vitreuse, dure, peu fusible ; sa solution concentrée est sirupeuse, alcaline. Le verre soluble ou verre de Fuchs empêche les tissus et les bois de brûler avec flamme.

UP. Substratum pour les couches gélatineuses.

PL. Calciner 15 parties de poudre de quartz avec 10 parties de potasse et 1 partie de charbon jusqu'à vitrification. La masse grisâtre est pulvérisée et soumise à l'ébullition avec de l'eau ; on filtre et on concentre.

VIOLET MÉTHYLE. — **FE.** $C^{14}H^6, AzH^4$. — **E.** 108. — **FA.** C^7H^8AzH. — **PM.** 107. — **Syn.** Violet de Paris.

Sol. Soluble dans l'eau.

P. Matière colorante de grand pouvoir tinctorial : cristaux d'un vert doré donnant une solution violet foncé.

UP. Procédés orthochromatiques.

PI. On chauffe 100 parties de méthylaniline avec 80 parties de chlorate de potasse et 20 parties d'iode : la réaction est très lente. On débarrasse le produit de l'iode à l'aide d'un alcali, on filtre et on précipite par le chlorure de sodium.

O. Augmente la sensibilité pour le jaune voisin de D et diminue la sensibilité générale.

W

W. — Ancien symbole du tungstène, appelé d'abord *wolfram*.

X

XYLOÏDINE. — **FA.** $C^{12}H^{10}O^9Az^2O^5$. — **PM.** 376. — **Syn.** Nitramidine, pyroxane.

Sol. Soluble dans l'alcool éthéré, l'acide acétique et le chloroforme.

P. Matière amorphe blanche, pulvérulente, insipide, très inflammable.

UP. A été employée dans la préparation de certains collodions secs. Poudres éclair.

Pr. On délaye une partie de fécule dans 6 parties d'acide azotique fumant jusqu'à ce que la pâte soit transparente et homogène ; on ajoute 15 parties d'eau distillée et on brasse bien le mélange ; il se forme un produit caséeux qu'on lave à l'eau et qu'on dessèche. On purifie en dissolvant dans de l'acide acétique et en précipitant par l'eau après filtration.

O. L'action trop prolongée de l'acide azotique transformerait la fécule en acide oxalique. Les collodions à la xyloïdine seule manquent de cohésion; il est utile de leur adjoindre toujours une certaine quantité de coton-poudre.

Z

ZINC. — **F.** Zn. — **E.** 32,5. — **PA.** 65. — **D.** 6,86.

P. Métal blanc bleuâtre, se ternissant rapidement à l'air; cassant, à texture lamelleuse ou fibreuse; chauffé à 500°, il brûle avec une flamme blanc verdâtre et d'épaisses fumées blanches qui se condensent dans l'atmosphère en flocons légers (*nihilum album*); décomposé par la plupart des acides.

UP. En lames minces sert à décolorer les vieux collodions, à précipiter l'argent de ses chlorures; en planches fournit un support pour les couches gélatinées, ou est gravé par les procédés de photogravure (gillotage, etc.). Est souvent mélangé en poudre avec le magnésium.

EN. Les principaux minerais de zinc sont la *calamine* (carbonate), la *blende* (sulfure) et les cadmies.

ZINC (*Caractères des sels de*). — **CG.** Les sels de zinc sont incolores, à réaction acide, saveur styptique désagréable. Ils donnent au chalumeau avec le borax une perle jaune à chaud, incolore à froid; opaque si elle est trop chargée de zinc.

R. Les sels de zinc donnent lieu aux réactions suivantes :
1° *Potasse et soude,* précipité blanc gélatineux;
2° *Ferrocyanure,* précipité blanc gélatineux;
3° *Ferricyanure,* précipité jaune rougeâtre.

P. Les sels de zinc s'obtiennent en traitant le métal par les acides.

TROISIÈME PARTIE.

MANIPULATIONS PHOTOGRAPHIQUES.

ANALYSE.

CHAPITRE I.

GÉNÉRALITÉS.

Considérations générales. — Il est souvent utile pour le photographe de procéder à une analyse, sinon complète, au moins suffisante, soit pour déterminer la pureté des produits qu'il emploie ou reconnaître, parmi les sels et solutions incolores, si nombreuses dans un laboratoire, quel est leur titrage ou quelles sont ces solutions; car il arrive trop souvent que, par l'oubli d'une étiquette ou par suite de destruction de celle-ci par le liquide lui-même, un bain non reconnaissable par son odeur ou sa couleur est rejeté faute de renseignements sur sa valeur.

1. *Étiquettes.* — Il ne sera pas hors de propos de donner ici quelques indications sur la façon d'établir les étiquettes et d'assurer leur conservation. Les papiers gommés que fournit le commerce sont bons; mais ils présentent cet inconvénient d'être facilement attaqués par les solutions acides ou alcalines. Si l'on se sert pour l'écriture des encres d'aniline que fournit abondamment le commerce, celles-ci se décolorent par les alcalis. La meilleure encre à employer est l'encre de Chine à laquelle on ajoute quelques gouttes de solution concentrée de bichromate de potasse; l'encre doit être conservée en flacon bleu, la lumière la précipitant en poudre insoluble.

L'étiquette, ayant été écrite et bien séchée, est collée sur le flacon avec le moins d'eau possible et l'adhérence bien assurée par une pression énergique de la paume de la main : afin de préserver l'écriture, on a soin d'interposer une feuille de buvard. La rédaction de l'étiquette doit comprendre un titre en gros caractères facilement lisible au laboratoire éclairé à la lumière rouge. Si l'on doit faire usage de deux ou plusieurs solutions pour

composer un même bain révélateur, on inscrit soit les lettres A, B, soit les chiffres 1 et 2, etc., en gros caractères, de manière à ne faire les mélanges que dans l'ordre voulu. Il sera bon d'écrire en dessous, en plus petits caractères, la formule du bain et enfin la quotité à employer.

Exemple. — 1er flacon.

A. DEVt AU FER.

Oxalate de potasse.........	30gr
Eau........................	100cc

3 parties.

2e Flacon.

B. DEVt AU FER.

Sulfate de fer........	30gr
Acide tartrique.......	0gr,5
Eau...................	100cc

1 partie.

3e Flacon.

C. DEVt AU FER.

Bromure de potassium

à 10 %.

L'étiquette bien collée et sèche est recouverte avec un pinceau d'un vernis à l'alcool : les vernis parayon, au copal, sont très bons; comme certains vernis sont facilement saponifiés par les alcalis, on pourra les remplacer par une solution de paraffine dans l'alcool ou l'éther. Cette substance n'est attaquable ni par les acides, ni par les alcalis.

Cette indication pratique donnée, il convient de définir exactement les méthodes d'analyse.

2. *Méthodes diverses d'analyses.* — L'analyse a pour but de déterminer soit les éléments, soit la proportion des divers éléments, qui entrent dans la constitution d'un corps composé.

Lorsqu'il s'agit de déterminer seulement la nature des éléments du composé, l'analyse est dite *qualitative.*

Lorsqu'on doit préciser en quelles proportions les corps sont combinés, l'analyse est dite *quantitative.*

3. *Analyse qualitative.* — L'analyse qualitative peut se faire par plusieurs méthodes :

1° La *méthode par réaction* qui détermine les éléments à l'aide des changements de couleurs ou la formation de matières solides (*précipités*) dans les solutions du corps, à l'aide d'un composé connu, appelé *réactif.*

2° La *méthode au chalumeau,* basée sur les réactions produites par la chaleur.

3° La *méthode d'essai,* destinée à reconnaître la pureté d'un corps connu et qui emploie, dans ce but, les réactions de la première méthode, pour déterminer quels sont les corps qui peuvent souiller l'échantillon essayé.

4. *Analyse quantitative.* — L'analyse quantitative est une opération très délicate, qui demande l'emploi d'une balance de précision et de réactions assez compliquées; mais, à côté de cette méthode du domaine des laboratoires de recherches, il en est une autre d'un usage très facile dans un atelier photographique. On l'appelle méthode *volumétrique;* elle consiste essentiellement à provoquer une réaction à l'aide d'une solution de réactif dont on connaît exactement la teneur, le *titre.* Cette solution étant faite de telle sorte que, pour un volume employé, corresponde une quantité connue du sel à analyser, par un calcul simple, on obtient le chiffre cherché; on appelle aussi, par suite, cette méthode d'analyse, le *titrage.*

Une autre méthode, employée lorsqu'il s'agit de déterminer la proportion du sel, que contient une solution donnée, est appelée *aréométrie.*

Enfin il convient d'ajouter que, par la *méthode des densités,* on détermine facilement l'état de concentration des acides, des alcalis, etc.

Nous allons passer en revue ces divers modes d'analyse, en donnant les méthodes pratiques et les tours de main à employer.

CHAPITRE II.

ANALYSE QUALITATIVE.

I. — Analyse qualitative par réaction.

5. *Procédés.* — L'analyse qualitative par réaction consiste à faire agir un corps connu, réactif, sur le corps inconnu et à noter les changements qui se produisent. Ceux-ci peuvent être de diverses natures.

1° Le réactif coloré change de teinte en présence du liquide analysé.

Exemple. — Dans une solution limpide on verse un peu de teinture de tournesol rouge, celui-ci vire au bleu ; cette réaction indique qu'on a affaire à un alcali.

2° Le réactif coloré subit une décoloration complète dans le liquide analysé.

Exemple. — Dans une solution limpide, on verse une solution de couleur rouge d'aniline, le réactif se décolore aussitôt ; cette réaction indique qu'on a encore affaire à un alcali.

3° Le réactif incolore ou peu coloré donne, dans la solution incolore à analyser, une teinte plus ou moins accentuée.

Exemple. — Dans une solution incolore, on verse du prussiate rouge, liquide légèrement orangé : on obtient une solution d'un bleu foncé de Prusse. Cette réaction montre que le liquide analysé contient du fer.

4° Le réactif, en même temps ou en dehors des phénomènes précédents, produit un dépôt de matières solides, *précipité*, dont la couleur ou la constitution physique serviront à déceler la nature du corps.

Exemples. — Le chlorure de sodium donne, dans l'azotate d'argent, un précipité blanc, cailleboteux, c'est-à-dire, ayant l'aspect du lait caillé.

Le chlorure de baryum donne aussi, dans le sulfate de soude, un précipité blanc, mais celui-ci est pulvérulent et se rassemble très vite au fond du vase.

Le chromate de potasse donne, dans une solution d'un sel de plomb, un précipité lourd, jaune serin, qui est la caractéristique du plomb.

5° Le réactif peut enfin, au contact du liquide à essayer, donner naissance à un gaz incolore, ou à une vapeur colorée, ou à un gaz à odeur caractéristique.

Exemples. — Une solution diluée d'acide sulfurique produit dans les solutions de carbonates une légère effervescence, due au dégagement d'un gaz incolore et inodore, l'acide carbonique.

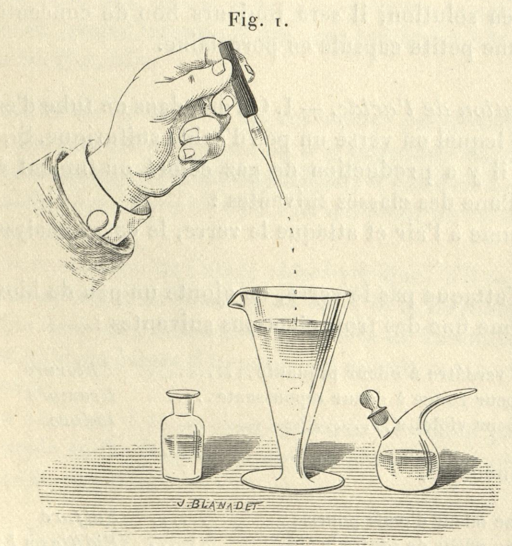
Le même réactif, dans une solution d'un sulfite, produit une légère effervescence avec production d'un gaz incolore, mais d'une odeur particulière facile à reconnaître, l'acide sulfureux.

Le même réactif dans la solution d'un azotite donnera lieu à des fumées rougeâtres, d'une odeur suffocante, l'acide hypoazotique.

Ces diverses manifestations ou réactions pourront avoir lieu séparément ou simultanément, et serviront à la détermination du corps cherché.

Il sera quelquefois utile d'activer les réactions par la chaleur, en général une vive agitation suffira.

Fig. 1.



Analyse par réaction.

6. *Matériel.* — Le matériel est des plus simples et se résume dans l'emploi de tubes de verre mince de 10^{mm} à 15^{mm} de diamètre, sur une dizaine de centimètres de longueur, et terminés à une extrémité en forme de calotte sphérique : on les nomme *tubes d'essai;* ou de verres coniques à pied, appelés *verres à précipités.*

Le sel à essayer est dissous dans de l'eau; s'il n'est pas soluble, on l'amène à le devenir en le chauffant avec de la potasse; mais nous ferons remarquer que les sels usités en Photographie sont nécessairement solubles, puisque toutes les opérations se font par la *voie humide*. On met un peu de cette solution dans le tube d'essai et on y verse le réactif à l'aide d'une petite pipette ou compte-gouttes; on ajoute le réactif par petites quantités et on agite chaque fois en fermant le tube avec le pouce; on examine le tube en le plaçant devant une feuille de papier blanc, pour mieux saisir la réaction. Une fois que le réactif a donné une réaction nette et que le corps paraît déterminé, on fait une contre-épreuve à l'aide d'un autre réactif; on trouvera dans le Dictionnaire, pour chaque corps simple, les réactions principales suffisantes.

7. *Marche de l'analyse.* — Nous allons indiquer comment on doit procéder pour analyser un sel quelconque. Il y a lieu de remarquer que, le sel étant le produit de la combinaison d'un acide et d'une base, on sera amené à déterminer séparément l'un et l'autre des composants.

Si le sel est en solution, il sera toujours bon de concentrer, en faisant évaporer dans une petite capsule en porcelaine.

8. *Détermination de l'acide.* — I. On met dans un tube d'essai un échantillon du sel sur lequel on verse un peu d'acide sulfurique. Si, à la température ordinaire, il y a production de gaz coloré ou fumant à l'air, l'acide appartiendra à l'une des classes suivantes :

1° Si le gaz fume à l'air et attaque le verre, le corps analysé est un *fluorure*.

2° Si le gaz n'attaque pas le verre, on ajoute un peu de bioxyde de manganèse; il se forme une des trois réactions suivantes :

a. Un gaz verdâtre à odeur piquante .... *Chlorure*
b. Une vapeur rouge à odeur repoussante .... *Bromure*
c. Une vapeur violette .... *Iodure*

Si le gaz est incolore,

a. Avec une odeur d'œufs pourris .... *Sulfure*
b. Avec une odeur de soufre brûlé .... *Sulfite* ou *hyposulfite* (¹)
c. Inodore et troublant l'eau de chaux.......... *Carbonate*

II. Si l'on n'observe aucune réaction à froid, on chauffe; s'il se produit une vapeur blanchâtre, on ajoute de la limaille de cuivre; si les vapeurs deviennent rouges, c'est que le sel est un *azotate*.

(¹) *Voir* au Dictionnaire les caractères distinctifs des deux genres de sels.

III. Si le corps n'est pas attaqué par l'acide sulfurique, on le dissout dans l'eau, et, s'il n'est pas soluble dans ce liquide, on le broie avec égal volume de carbonate de soude et on calcine au rouge; le résidu est ensuite traité par l'eau et filtré. L'une ou l'autre solution est acidulée avec de l'acide chlorhydrique jusqu'à réaction acide; on observe alors les diverses réactions suivantes :

Il se forme un précipité cristallin blanc......... *Borate*
Ou un précipité gélatineux..................... *Silicate*
Ou pas de précipité.

IV. Dans ce cas on reprend la solution du sel et on y verse du chlorure de baryum; il se produit un précipité blanc;

S'il est soluble dans l'acide azotique............ *Phosphate*
S'il est insoluble dans cet acide................. *Sulfate*

Si le chlorure de baryum ne donne pas de précipité, c'est que le sel primitif était un *oxalate*.

Nous restreignons ici la liste des acides à ceux qui sont communément employés en Photographie. Une fois l'acide du sel déterminé par cette première série de réactions, on fait une contre-épreuve en employant une des réactions de l'acide trouvé, réactions qui sont indiquées à leur place alphabétique dans le Dictionnaire.

9. *Détermination de la base.* — On commence par dissoudre le sel dans l'eau. S'il n'est pas soluble, on essaye de le transformer en azotate ou chlorure par les acides azotique ou chlorhydrique; si ces derniers n'ont aucune action, on le calcine avec deux ou trois fois son poids de carbonate de soude et on reprend par l'eau.

On verse dans la solution de l'acide chlorhydrique. S'il se forme un précipité, soluble en ajoutant de l'eau, le sel est à base de *plomb;* si le précipité est insoluble dans un excès d'eau, on ajoute de l'ammoniaque; si le sel se dissout, c'est qu'il est à base d'*argent;* s'il noircit sans se dissoudre, c'est un sel de *mercure*.

Si la solution aiguisée d'acide chlorhydrique ne donne pas de précipité, on ajoute de l'acide sulfhydrique; on obtient ainsi, ou un précipité coloré, (sulfure) ou pas de réaction.

PREMIER CAS. *Précipité coloré.* — On ajoute de l'ammoniaque et on obtient la série de réactions résumées dans le Tableau ci-dessous.

1° Il se dissout.

Le sulfure était.....	noir	la liqueur primitive est traitée par le sulfate de fer, on a..........	un précipité...	*Or*
			pas de précipité.	*Platine*
	jaune..................................			*Étain* (max.)
	brun..................................			*Étain* (min.)

2° Il ne se dissout pas.

Le sulfure était noir, on le traite par l'acide azotique dilué : le précipité.......	ne se dissout pas..........................		*Mercure*
	il se dissout : on traite la liqueur par l'acide sulfurique et on a....................	précipité blanc.	*Plomb*
		pas de précipité.	*Cuivre*

Deuxième cas. *Pas de précipité.* — Dans ce cas on neutralise la liqueur et on ajoute du sulfhydrate d'ammoniaque :

Il se produit un précipité noir....................	*Fer*
Ou blanc avec dégagement de gaz sulfhydrique...	*Alumine*
Ou blanc sans dégagement de gaz................	*Zinc*

Si le sulfhydrate d'ammoniaque ne donne pas de précipité, on ajoute du carbonate d'ammoniaque à la liqueur et on fait bouillir; on obtient encore ou un précipité ou pas de réaction.

S'il se forme un précipité, on le redissout dans l'acide chlorhydrique et on ajoute du carbonate d'ammoniaque; l'absence de précipité indique le *magnésium*. Le précipité formé est traité par l'acide sulfurique; si le précipité est insoluble, *baryum;* s'il n'y a pas de précipité, *calcium*.

Enfin, si le carbonate d'ammoniaque ne donne pas de précipité, on fait bouillir avec de la potasse : il se dégage de l'ammoniaque si le sel était ammoniacal; si cette réaction ne donne rien, on traite la liqueur primitive par le chlorure de platine, qui donne un précipité jaune pour les sels de *potassium* et rien pour les sels de *sodium*.

10. La base déterminée, on fait une contre-épreuve à l'aide des réactions données dans le Dictionnaire (*voir* caractères des sels de ...) ou en se servant du Tableau suivant, qui donne la réaction type des principaux corps usités en Photographie.

Réactions types principales.

Bases.

Corps.	Réactifs.	Produits de réaction.
Aluminium........	Potasse.	Précipité volumineux blanc crémeux.
Ammoniaque......	Potasse à chaud.	Dégagement d'ammoniaque.
Argent............	Acide chlorhydrique.	Précipité blanc caillebоté, noircit à la lumière.
Baryum...........	Acide sulfurique.	Précipité blanc très lourd.
Cadmium..........	Ferricyanure rouge.	Précipité jaune soluble dans l'acide chlorhydrique.
Calcium...........	Oxalate d'ammonium.	Précipité blanc.
Chrome...........	Carbonate de potasse.	Précipité vert clair.
Cuivre (cuivreux)..	Carbonate de potasse.	Précipité jaune.
Cuivre (cuivrique).	Carbonate de potasse.	Précipité bleu verdâtre.

Corps.	Réactifs.	Produits de réaction.
Étain (stanneux) ..	Acide sulfhydrique.	Précipité brun foncé.
Étain (stannique)..	Acide sulfhydrique.	Précipité jaune.
Fer (ferreux)......	Ferrocyanure jaune.	Précipité blanc bleuissant à l'air.
Fer (ferrique)... .	Ferrocyanure jaune.	Précipité bleu foncé (bleu de Prusse).
Magnésium	Potasse.	Précipité blanc volumineux.
Manganèse (proto).	Ferrocyanure.	Précipité blanc rose.
Manganèse (per)...	Ferrocyanure.	Précipité gris verdâtre.
Mercure (proto)...	Iodure de potassium.	Précipité jaune vert.
Mercure (per).....	Iodure de potassium.	Précipité rouge.
Or	Chlorure d'étain.	Précipité pourpre.
Platine............	Chlorure d'étain.	Précipité rouge brun.
Plomb.............	Iodure de potassium.	Précipité jaune.
Potassium.........	Chlorure de platine.	Précipité jaune.
Sodium............	Flamme d'alcool.	Se colore en jaune.
Tungstène.........	Chlorure de baryum.	Précipité blanc.
Uranium	Ferrocyanure jaune.	Rouge brun foncé.
Zinc...............	Ferricyanure rouge.	Précipité jaune rougeâtre.

SELS. — 1° *Acides minéraux.*

Azotates...........	Cuivre et acide sulfurique.	Dégagement de vapeurs rutilantes.
Azotites	Amidon ioduré.	Coloration bleue.
Borates............	Chlorure de baryum.	Précipité blanc.
Bromates..........	Azotate d'argent.	Précipité blanc.
Bromures..........	Azotate d'argent.	Précipité blanc jaunâtre.
Chlorures..........	Azotate d'argent.	Précipité blanc.
Chromates.........	Acétate de plomb.	Précipité jaune serin.
Iodures............	Azotate d'argent.	Précipité jaune, noircit à la lumière.
Phosphites	Azotate d'argent.	A chaud, dépôt d'argent brillant.
Phosphates........	Azotate d'argent.	Précipité jaune clair.
Sulfates	Chlorure de baryum.	Précipité blanc.
Sulfures...........	Azotate d'argent.	Précipité noir.
Sulfites............	Acide azotique.	Odeur de gaz sulfureux sans dépôt.
Hyposulfites	Acide azotique.	Dégagement d'acide sulfureux et dépôt de soufre blanc.

SELS. — 2° *Acides organiques.*

Acétates...........	Acide sulfurique.	A chaud odeur de vinaigre.
Carbonates	Acide sulfurique.	Dégagement d'acide carbonique.
Citrates	Acide sulf. avec manganèse.	Odeur d'acétone.
Cyanures	Acide sulfurique.	Odeur d'amandes amères.
Formiates	Acide sulfurique.	Odeur de fourmis.
Gallates..	Sel ferrique.	Coloration bleue.
Lactates...........	Sulfate de cuivre.	Coloration bleu intense.
Oxalates...........	Chlorure de calcium.	Précipité blanc.
Sulfocyanures	Azotate d'argent.	Précipité blanc.

II. — Préparation des principaux réactifs et leurs propriétés.

Nous donnerons ici, par ordre alphabétique, la liste des principaux réactifs, la manière de les préparer et leur usage.

11. *Acétate de plomb.* — La solution doit contenir 20 parties de sel pour 100 parties d'eau; si l'eau est calcaire ou contient de l'acide carbonique, il se fait un léger trouble blanc, on filtre. Sert à la recherche des sulfures avec lesquels il forme un précipité noir de sulfure de plomb; avec les sulfates il donne un précipité blanc, ainsi qu'avec les citrates et les gallates; un précipité jaune avec les sels de chrome et les iodures.

12. *Azotate d'argent.* — La solution doit être à 5 parties dans 1000 parties d'eau. Avec les chlorures, donne un précipité blanc, qui tourne au violet à la lumière; avec les bromures, un précipité jaune verdâtre soluble dans l'ammoniaque; avec les iodures, un précipité jaune insoluble dans l'ammoniaque; avec les cyanures, un précipité blanc caillebotté; avec les hyposulfites, un précipité blanc qui passe au jaune puis au noir; avec les citrates, un précipité floconneux blanc ne noircissant pas; avec les oxalates, un précipité blanc soluble dans l'ammoniaque.

13. *Azotate de baryum.* — Solution à 25 °/₀. C'est le réactif des sulfates, avec lesquels il donne un précipité blanc, insoluble dans l'acide nitrique.

14. *Acide azotique dilué.* — 1 partie d'acide pour 5 parties d'eau. Il convient d'essayer si le réactif ne contient pas d'acide sulfurique avec l'azotate de baryum ou de plomb avec l'acide sulfhydrique. Sert à la recherche des carbonates, avec lesquels il produit une effervescence typique; avec les hyposulfites, surtout à chaud, donne un précipité blanc de soufre avec dégagement de gaz sulfureux; avec les sulfites, même dégagement, mais pas de précipité.

15. *Acide chlorhydrique dilué.* — 1 partie d'acide pour 3 parties d'eau. Sert à indiquer la présence de sels d'argent, précipité blanc; colore en rouge les manganates et permanganates; donne un précipité blanc avec les sels de plomb et les sels mercureux; avec les hyposulfites et les sulfites, même réaction qu'avec l'acide azotique.

16. *Acide sulfhydrique* ou *hydrogène sulfuré.* — Ce gaz forme un des principaux réactifs; il doit être préparé au fur et à mesure des besoins. On

se sert, pour le préparer, d'un petit appareil facile à construire et qui servira à fournir le gaz chaque fois qu'on en aura besoin. On emploie dans ce but une petite allonge dans laquelle on met du sulfure de fer, en ayant soin de boucher le fond avec un tampon d'amiante. A la partie supérieure de l'allonge on fixe, avec un bouchon percé, un tube de dégagement et on relie par un tube de caoutchouc la partie inférieure de l'allonge avec un flacon rempli d'acide chlorhydrique étendu de son volume d'eau. L'allonge sera maintenue par un support à pinces et le flacon d'acide sera placé en contre-bas. Lorsqu'on voudra préparer de l'hydrogène sulfuré, il suffira de lever le flacon, l'acide arrivera alors au contact du sulfure; en rabaissant le flacon, l'action cessera. Ne pas oublier que le gaz est toxique; du reste son odeur est un suffisant préservatif. Les principales réactions sont : précipité noir avec les sels de cuivre, les sels ferreux et mercureux, les sels de plomb et les sels d'argent.

Précipité brun avec les sels : d'étain, de molybdène, d'or et de platine; précipité rouge orangé avec les antimoniates; jaune vif avec les sels de cadmium, jaune avec les stannates; précipité blanc avec les sels mercuriques et les sels de zinc.

17. *Acide sulfurique dilué.* — 1 partie d'acide pour 3 parties d'eau. Essayer d'abord le réactif, qui contient souvent du fer ou du plomb; avec les bromures à chaud dégage des vapeurs de brome rouge; avec les iodures donne une coloration brun rouge, mise en liberté de l'iode. Avec les sels de chaux et de plomb, précipité blanc; avec les acétates et un peu d'alcool, formation d'acétone; avec l'aniline et un peu d'ammoniaque, coloration bleue; avec les citrates, en ajoutant un peu de peroxyde de manganèse, odeur d'acétone; avec les cyanures, dégagement d'odeur d'amandes amères (acide prussique); même réaction avec les ferrocyanures; avec les formiates, dégagement d'acide formique; avec les oxalates, dégagement d'acide carbonique et d'oxyde de carbone.

18. *Ammoniaque.* — Étendre l'ammoniaque du commerce de son volume d'eau; donne lieu aux précipités suivants :

Sels de :	Précipité.
Aluminium...........	Pr. d'hydrate blanc.
Argent................	Brun.
Cadmium.............	Blanc.
Chrome................	Verdâtre.
Cobalt................	Bleu.
Cuivre.................	Verdâtre, soluble en bleu dans excès de réactif.
Étain...........	Blanc.
Fer (proto)...........	Blanc.

Sels de :	Précipité.
Fer (per)............	Rouge brun.
Mercure (proto)......	Noir.
Mercure (per)........	Blanc.
Or.................	Rougeâtre (or fulminant).
Platine..............	Jaune.
Plomb...............	Blanc.
Uranium............	Jaune.
Zinc.................	Blanc gélatineux.

19. *Antimoniate de potassium.* — On fait une solution à 5 °/₀ et on filtre; sert surtout de réactif pour les sels de sodium, avec lesquels il forme un précipité blanc granuleux; il faut que la liqueur sodique soit absolument neutre.

20. *Carbonate d'ammoniaque.* — Solution à 12 °/₀. Sert à précipiter les métaux alcalino-terreux.

21. *Chlorure de baryum.* — Solution à 15 °/₀. Mêmes usages que l'azotate de baryum. Réactif des sulfates, précipité blanc.

22. *Chlorure stanneux.* — Se prépare en faisant bouillir 20 parties d'étain avec 120 parties d'acide chlorhydrique et l'on ajoute ensuite assez d'eau pour faire 1000 parties; on assure la conservation du réactif en y mettant un petit morceau d'étain. Donne lieu aux précipités suivants : mercure, précipité blanc; or, précipité pourpre (pourpre de Cassius); platine, précipité rouge brun; tungstène, précipité jaune.

23. *Chromate de potassium.* — Solution à 5 °/₀. Donne avec les sels d'argent un précipité rouge sang; jaune avec les sels de plomb.

24. *Eau de chaux.* — On délaye de la chaux vive dans l'eau, et on laisse reposer, on décante la partie claire pour l'usage. Sert à reconnaître les carbonates : ceux-ci étant mis dans un tube d'essai, fermé par un bouchon muni d'un tube de dégagement, sont mélangés avec un acide faible; il se forme un gaz qu'on fait barboter dans l'eau de chaux; si le gaz est de l'acide carbonique, l'eau se trouble et dépose du carbonate de chaux blanc (craie).

25. *Ferro et ferricyanure.* — Les solutions se font à 20 °/₀. La première se conserve bien, la seconde doit être toujours fraîche (*voir* pour les réactions de ces sels les articles du Dictionnaire).

26. *Iodure de potassium.* — Solution à 2 %. Donne lieu aux précipités suivants :

Sels de :	Précipité.
Argent...............	Jaunâtre, insoluble dans l'ammoniaque.
Cuivre................	Blanc.
Étain (proto).........	Blanc jaunâtre.
Mercure (proto)......	Jaune vert.
Mercure (per)........	Rouge vif, soluble dans excès de réactif.
Or....................	Jaune et la liqueur brunit.
Platine..............	Rouge brun.
Plomb................	Jaune, soluble dans excès de réactif.

27. *Oxalate d'ammonium.* — Solution à 5 %. Réactif des sels de chaux, sert à reconnaître la pureté des eaux employées; colore en rouge les solutions ferriques. Précipité blanc avec les sels de strontium.

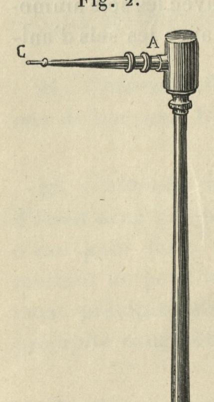
28. *Perchlorure de platine.* — Solution à 2 %. Donne avec les sels ammoniacaux et les sels de potassium un précipité jaune pâle; avec les sels d'aniline, un précipité jaune.

CHAPITRE III.

ANALYSE AU CHALUMEAU.

29. *Matériel et procédés.* — L'analyse au chalumeau, ou par *voie sèche,* constitue un moyen assez rapide pour se rendre compte de la nature de la base d'un sel donné. L'analyse au chalumeau, si on veut la pousser très loin, est assez délicate; mais, dans les bornes que nous allons indiquer, elle est d'une application facile. Le chalumeau est un tube courbé à angle droit se terminant par une pointe effilée (C); on peut en constituer un, très suffisant pour l'usage, en effilant un tube de verre. La pointe étant maintenue à la base de la flamme d'une bougie ou d'une lampe à alcool, on souffle dans le tube de manière à recourber la flamme et à lui faire prendre la forme d'un dard en pointe, presque horizontal. A l'aide d'un fil de platine, on porte le sel essayé dans la flamme, celle-ci se colore aussitôt en prenant les teintes indicatrices suivantes :

Fig. 2.



Les sels de cuivre la colorent en bleu ou en vert; le chlorure, en bleu d'azur; le bromure, en bleu bordé de verdâtre; les autres sels, en vert émeraude.

L'acide borique et les borates la colorent en vert jaunâtre.

Les sels de baryum, en jaune vert.

Les sels de sodium, en jaune; ceux de calcium, en jaune rougeâtre; ceux de strontium, en rouge; ceux de lithium, en carmin; ceux de potassium, en violet pâle. Toutes ces colorations sont plus vives si l'échantillon est acidulé par l'acide chlorhydrique.

Une autre méthode consiste à former, à l'extrémité d'un fil de platine, une petite boucle qu'on porte au rouge dans la flamme du chalumeau et qu'on trempe ensuite dans du borax calciné ou du sel de phosphore. En chauffant, on forme, dans la boucle, une perle incolore vitreuse qui, mise en contact avec un très petit fragment de la matière à analyser, prend une coloration caractéristique.

Le Tableau suivant résume les principales observations; les noms des métaux usités en Photographie sont seuls portés par leur notation chimique.

Coloration des perles à l'analyse au chalumeau.

Couleur de la perle.	Sel de borax		Sel de phosphore	
	à chaud.	à froid.	à chaud.	à froid.
Incolore	Si Al Sn Ba Ca Mg	Si Al Ba Ca	Si Al Sn Ba Mg	Si Al Sn Ba Mg
Jaune pâle	Ag Cd Zn	»	Sb Zn	Fe Ag
Jaune..............	Pb Sb	»	Pb Cd Ag U Fe	»
Jaune rougeâtre....	Cr	»	Cr Fe	»
Rouge foncé	Fe	»	»	»
Rouge brun........	U	»	»	»
Violette............	Mn	Mn	Mn	Mn
Bleu...............	Co	Co verdit en refroidissant.	Co	Co
Verte..............	Cu	Cu jaunit par refroidissement.	Cu	Cu

Étant donné un sel, dont on croit connaître la base, par le procédé de la perle de borax, on peut rapidement changer son doute en certitude, sans être obligé de recourir à des réactions plus longues.

30. *Divers essais au chalumeau.* — Les essais peuvent être faits aussi sur le charbon; dans ce but, on pratique sur un morceau de charbon de bois un petit trou conique, dans lequel on dépose un échantillon de la substance à analyser; on dirige sur ce point le dard de la flamme à l'aide du chalumeau; on observe alors les réactions suivantes :

1° Les sels alcalins pénètrent dans les pores du charbon sans laisser de trace. 2° L'antimoine, le plomb, le bismuth, le cadmium et le zinc fondent et laissent un enduit coloré autour du trou. 3° Les azotates, les chlorates, bromates, iodates et perchlorates produisent une déflagration.

Enfin les corps peuvent être grillés dans un tube d'essai; ils donnent, les uns, une odeur caractéristique qui suffit à les classer : sulfures, acide sulfureux, etc.; les autres, un enduit métallique dans la partie froide du tube : mercure (anneau brillant), etc.

Nous ne pouvons qu'indiquer succinctement ici les procédés d'analyse au chalumeau; les opérations, en général très simples, sont rapidement exécutées et suffisent pour une détermination première.

CHAPITRE IV.

ANALYSE QUANTITATIVE.

Volumétrie.

31. *Généralités.* — L'analyse quantitative volumétrique ou par *liqueurs titrées* consiste à faire écouler d'une burette graduée une solution titrée à l'avance et capable de faire avec la liqueur essayée un composé défini. L'apparition d'un précipité ou sa cessation, ou la coloration d'un liquide auxiliaire, appelé *indicateur*, montrent la fin de l'opération. La connaissance du volume employé de solution titrée, et, par suite, du poids du réactif, permet par un calcul simple d'avoir la valeur en poids du corps cherché.

On donne particulièrement le nom d'*alcalimétrie* à la méthode d'analyse volumétrique, qui permet de constater la quantité d'alcali contenue dans les soudes et potasses du commerce; et *acidimétrie*, la méthode destinée à donner la teneur des acides hydratés.

Pour faire comprendre la méthode et la facilité d'emploi, nous donnerons l'exemple suivant : soit à analyser un échantillon d'azotate d'argent du commerce; on en fait dissoudre 1^{gr} dans une quantité d'eau quelconque et on ajoute très peu de chromate de potasse. Celui-ci servira d'indicateur; tant qu'il restera de l'azotate d'argent, le chromate colorera le liquide en rouge sang; dès que tout l'azotate sera décomposé, le liquide redeviendra clair. On ajoute goutte à goutte une solution titrée de chlorure de sodium telle que, par litre, elle contienne en grammes le poids de sel correspondant à son poids atomique, soit $58^{gr},5$. Lorsque la liqueur est décolorée, on note le nombre de divisions employées. Soit N ce nombre; chaque division contient $0^{gr},00585$ de chlorure de sodium, d'où il est facile de déduire le poids de sel employé. D'autre part, il est facile de calculer que 1^{gr} d'azotate d'argent pur équivaut ou est déplacé par $0^{gr},344$ de chlorure de sodium. En effet, comparant entre eux les poids moléculaires des deux corps, nous trouvons

$$\frac{\text{Poids moléculaire du chlorure de sodium}}{\text{Poids moléculaire du sel d'argent}} = \frac{58,5}{170} = \frac{x}{1} = 0,344.$$

Ceci posé, admettons que le nombre de divisions trouvé N, soit 56, nous aurons

$$56 \times 0,00585 = 0,3276 \text{ de sel pur.}$$

Si 0,344 de sel équivalent à 1gr d'argent, par une simple règle de trois, nous dirons que 0,3276 équivalent à $\frac{100 \times 0,3276}{0,344} = 95,5$, ce qui nous donne en °/₀ la teneur de nitrate pur de l'échantillon.

On peut préparer une liqueur normale en la tarant avec une solution type du sel à essayer préparée à l'avance. Étant donné le nombre de centimètres cubes précipitant N^{cc} de la solution type, on pourra, par une seconde épreuve faite sur l'échantillon inconnu, obtenir par proportion la teneur en sel cherchée.

Soit, par exemple, à déterminer la teneur d'un bain d'argent. Préparons une solution avec du chlorure de sodium que nous savons impur, et cherchons combien il faut de centimètres cubes de cette solution pour précipiter 0^{gr},1 d'azotate d'argent pur. Ceci connu, soit n le nombre de centimètres cubes trouvé, on verse la solution de chlorure dans le bain à essayer, soit N le nombre de centimètres cubes nécessaires. $\frac{N}{n}$ donnera le nombre de décigrammes d'azotate contenu dans la liqueur; le pourcentage sera facile à obtenir, connaissant le volume de l'échantillon essayé.

32. *Méthodes opératoires.* — L'analyse volumétrique procède par trois méthodes différentes : 1° par saturation ; 2° par précipitation ; 3° par réduction ou oxydation.

33. *Méthode par saturation.* — Cette méthode sert particulièrement pour titrer les alcools ou les acides. On conçoit que, si l'on prend un poids connu d'un alcali, dissous dans un volume donné d'eau, et qu'on y verse peu à peu de l'acide dilué de teneur connue, aussitôt que l'alcali sera saturé (la présence d'un indicateur changeant de couleur à ce moment marquera la fin de l'opération), on notera le nombre de centimètres cubes employés et un simple calcul d'équivalents donnera la teneur en alcali. En opérant de la façon inverse pour les acides, on en connaîtra le titre.

Mais cette méthode suppose l'emploi de substances très pures et dans la pratique on opérera comme il suit :

Soit à doser la valeur en alcali d'une potasse du commerce. On prépare, à l'aide de bicarbonate de potasse, une solution normale; à cet effet, on chauffe au rouge dans une petite coupelle de porcelaine 5^{gr} à 6^{gr} de bicarbonate; l'opération faite, on a du carbonate pur dont on prend 1^{gr} que l'on dissout dans 50^{cc} d'eau distillée, on ajoute 3 ou 4 gouttes de teinture de

tournesol, la liqueur devient bleuâtre. D'autre part, dans 100^{cc} d'eau, on met quelques gouttes d'acide sulfurique quelconque et on verse goutte à goutte cette solution, à l'aide d'une pipette graduée, dans la solution alcaline, jusqu'à ce que, après agitation, la liqueur reste rose pâle. Soit n le nombre de centimètres cubes employés, nous saurons que, pour saturer 1^{gr} de carbonate pur, il faut n^{cc} d'acide. Faisons la même opération pour un échantillon de 1^{gr} de l'alcali à essayer; soit N le nombre de divisions employées (en général N sera plus faible que n, l'échantillon étant impur), on aura $\frac{n}{N} \times 100$, qui donnera la teneur, en pour cent, de l'alcali.

34. *Méthode par précipitation.* — Cette méthode consiste à employer, comme liqueur normale, une solution connue d'un corps capable de former un précipité insoluble avec la solution du corps essayé; si l'on connaît comme précédemment les quantités nécessaires pour former le précipité avec le sel pur, on aura, par simple calcul, la valeur cherchée.

Prenons, par exemple, le titrage des bains d'azotate d'argent, opération à exécuter souvent dans un laboratoire de Photographie.

Pour précipiter un poids moléculaire d'azotate d'argent pur, soit 170^{gr}, il faut $58^{gr},5$ de chlorure de sodium pur; pour précipiter 1^{gr} d'azotate d'argent, il faut $\frac{58,5}{170} = 0,3441$ de chlorure de sodium; faisons une solution de $34^{gr},41$ de chlorure de sodium dans un litre d'eau, et prenons 10^{cc} de cette solution, nous savons que cette quantité est capable de précipiter 1^{gr} d'azotate d'argent pur. Pour assurer la fin de l'opération, nous emploierons, comme indicateur, le chromate de potassium, à la dose de 2^{gr} par litre de solution normale de chlorure de sodium; cet indicateur donne à la solution une faible couleur jaune ambré; mais nous savons que le chromate forme, avec l'argent, un précipité rouge de chromate d'argent, qui nous indiquera le moment où l'argent sera versé en excès. Ceci posé, on remplit une burette graduée avec le bain d'argent à essayer, qu'on fait tomber goutte à goutte dans les 10^{cc} de solution de sel; il se forme d'abord un précipité blanc caillebotté de chlorure d'argent; aussitôt que le précipité rougit, on arrête l'opération et on lit le nombre de centimètres cubes employés; or nous savons que, par centimètre cube, il y a 1^{gr} d'azotate d'argent pur, d'où l'on tire aussitôt le titrage cherché; supposons que nous ayons employé 25 divisions; si 25^{cc} correspondent à 1^{gr} d'argent, 100^{cc} correspondent à 4^{gr}. En pratique, pour avoir une plus grande approximation, on double ou l'on triple une partie de la solution d'argent avec de l'eau distillée, les iodures et bromures en excès précipitent, on filtre et on opère comme ci-dessus, mais il y a lieu alors de multiplier par 2 ou 3 le nombre trouvé pour avoir le titrage vrai.

35. *Méthode par oxydation ou réduction.* — Cette méthode est assez

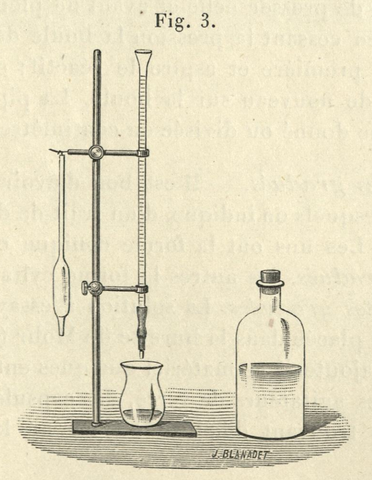
semblable aux précédentes, mais, comme on fait emploi d'indicateurs très sensibles, tels que le permanganate de potasse ou l'amidon ioduré, dont la coloration change pour des quantités excessivement minimes de réactif en excès, on peut arriver par ce moyen à un titrage d'une exactitude très grande.

Supposons que nous ayons à chercher la valeur d'un échantillon d'oxalate de potasse du commerce; l'oxalate pur a pour poids moléculaire 184. Dissolvons $1^{gr},84$ de l'échantillon dans 300^{cc} d'eau, et, pour saturer les carbonates et la potasse libre, faisons chauffer à 60° avec 5^{cc} d'acide sulfurique dilué. D'autre part, on a préparé une solution normale de permanganate de potasse contenant $31^{gr},6$ de ce sel dans un litre d'eau (le poids moléculaire du permanganate est 316). La solution est rose, on la verse doucement, à l'aide d'une burette graduée, dans la solution d'oxalate; à son contact, elle se décolore; on continue jusqu'à ce que la coloration persiste. Supposons qu'il ait fallu employer 17^{cc} de permanganate; nous savons que 1^{cc} correspond à 0,092 d'oxalate pur, le poids réel est donc de $17 \times 0,092 = 1,564$, d'où il en résulte que l'échantillon contient 85 % d'oxalate pur.

MATÉRIEL ET RÉACTIFS.

36. Le matériel nécessaire pour faire l'analyse volumétrique est des plus simples; il comprend :

Fig. 3.



Burette de Mohr.

1° *Burette graduée.* — Il en existe deux modèles dans les laboratoires, celui de Mohr et celui de Gay-Lussac.

La burette de Mohr consiste en un tube gradué en dixièmes de centimètre cube et terminé à la partie inférieure, soit par un robinet de verre, soit par un teton, sur lequel on adapte un bout de tube de caoutchouc muni d'un tube de verre effilé; une pince à ressort en fil de fer comprime le caoutchouc et fait l'office de robinet. Cette burette est tenue bien verticalement à l'aide d'un support à pince.

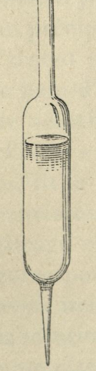
Fig. 4.

Burette de Gay-Lussac.

La burette de Gay-Lussac se compose d'un tube divisé de la même manière et se terminant à la partie inférieure par un tube, de plus fin diamètre, qui se recourbe pour se placer parallèlement à la burette et se termine par un col de cygne. On opère avec cette burette en l'inclinant et en faisant écouler le liquide par le tube fin; elle est d'un usage moins commode que la précédente.

2° *Pipette.* — La pipette se compose d'un tube de verre présentant un renflement cylindrique en son milieu; ce renflement est divisé en centimètres cubes; la partie inférieure est terminée en pointe effilée. On remplit la pipette en mettant le bout effilé dans le réactif, et, en aspirant par l'autre extrémité, qu'on ferme ensuite avec le doigt, en levant celui-ci, on laisse rentrer l'air peu à peu et le liquide s'écoule. On rend le maniement de l'appareil plus simple en ajoutant sur la partie supérieure une boule de caoutchouc; on a soin de presser celle-ci avant de plonger la pointe dans le liquide, en cessant la pression la boule de caoutchouc reprend sa forme première et aspire le réactif; on le fait écouler en pressant de nouveau sur la boule. La pipette est jaugée pour un volume donné ou divisée en centimètres cubes.

Fig. 5.



Pipette.

3° *Vases gradués.* — Il est bon d'avoir une série de vases à bec sur lesquels on indique, d'un trait de diamant, des capacités connues. Les uns ont la forme conique et portent le nom de *verres gradués,* les autres la forme cylindrique et s'appellent *éprouvettes graduées.* La solution à essayer est mise dans ces verres ou placée dans la burette de Mohr (voir *fig.* 6).

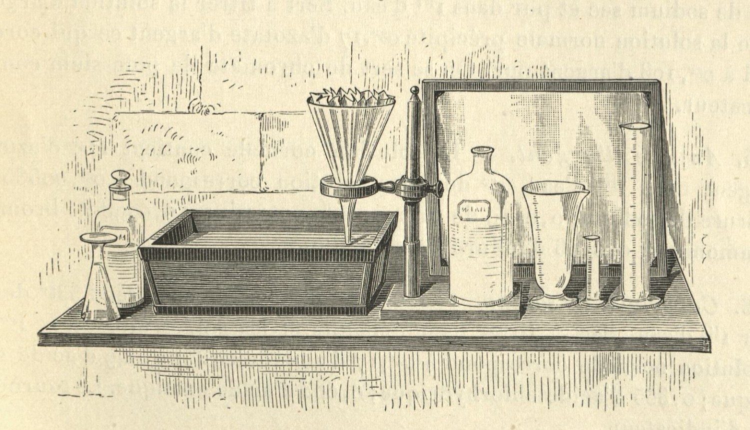
Il faut ajouter à ce matériel quelques entonnoirs en verre, des filtres, des agitateurs de verre, des capsules en porcelaine, tous objets se trouvant d'habitude dans un laboratoire photographique.

37. Les réactifs employés sont de deux sortes, comme nous l'avons déjà dit, les indicateurs et les réactifs proprement dits.

38. *Indicateurs.* — Les indicateurs principaux sont :

39. *Tournesol.* — Le tournesol sert d'indicateur dans l'analyse des acides (tournesol bleu) ou celle des alcalis (tournesol rouge); on l'obtient simplement en faisant digérer les pains du commerce dans de l'eau et filtrant; la liqueur bleue est rougie avec un peu d'acide azotique. Lorsque le titrage doit être d'une grande exactitude, il faut débarrasser le liquide de ses carbonates provenant de la craie, qui a servi à fabriquer les pains de matière colorante; à cet effet, le liquide bleu est additionné d'acide sulfurique jusqu'à ce qu'il tourne au rouge, on le fait bouillir et les carbonates se transforment en sulfates, dont on se débarrasse par filtration; enfin on ajoute peu à peu de l'eau de baryte, qui sature l'excès d'acide sulfurique et ramène la liqueur au bleu, on laisse reposer et on décante le liquide clair.

Fig. 6.



Vases gradués.

40. *Cochenille.* — Le tournesol ayant l'inconvénient de virer difficilement au bleu en présence de l'acide carbonique, on lui préfère, pour le dosage des alcalins, la cochenille. On prépare la solution en faisant macérer 3^{gr} de poudre de cochenille dans 250^{cc} d'alcool dilué (4 parties d'eau pour 1 d'alcool). La solution est d'un rouge orangé, qui vire au violet en présence des alcalins. La réaction est très franche, toutefois elle ne peut servir en présence de l'alumine, du fer et des acétates.

41. *Phénolnaphtaline.* — Est un excellent indicateur pour les alcalis; la solution est faite à 3 $^0/_0$ dans l'alcool absolu. Tant que la liqueur à titrer est acide il n'y a pas manifestation de couleur; dès que l'alcali prédomine,

il se produit une coloration d'un rouge pourpre intense. Cependant on ne doit pas s'en servir en présence de l'acide carbonique ou de l'ammoniaque.

42. *Chromate de potassium.* — Solution à 5 %. Est surtout un indicateur pour les analyses des sels d'argent avec lesquels il forme un précipité rouge sang.

43. *Réactifs.* — Les principaux réactifs, utilisés dans les analyses photographiques, sont les suivants :

44. *Chlorure de sodium.* — La solution normale contient $58^{gr},5$ de chlorure de sodium sec et pur dans 1^{lit} d'eau. Sert à titrer la solution d'argent. 1^{cc} de la solution normale précipite $0^{gr},17$ d'azotate d'argent ce qui correspond à $0^{gr},108$ d'argent pur. On se sert de chromate de potassium comme indicateur.

45. *Azotate d'argent.* — La solution normale contient 17^{gr} d'azotate d'argent dans 1^{lit} d'eau. 1^{cc} de cette solution correspond à $0^{gr},00585$ de chlorure de sodium; 0,0119 de bromure de potassium; 0,0098 de bromure d'ammonium; 0,0166 d'iodure de potassium.

46. *Carbonate de sodium.* — La solution normale comprend 53^{gr} de sel pour 1^{lit} d'eau. Sert à titrer l'ammoniaque et les acides minéraux. 1^{cc} de la solution normale correspond à $0^{gr},17$ d'ammoniaque; 0,049 d'acide sulfurique; 0,365 d'acide chlorhydrique; 0,063 d'acide azotique. Le tournesol sert d'indicateur.

47. *Bichromate de potassium.* — La liqueur normale comprend $9^{gr},834$ de sel pour 1^{lit} d'eau; elle sert au titrage du sulfate ferreux. 1^{cc} correspond à $0^{gr},0488$ de ce dernier sel. L'indicateur est une solution de ferricyanure de potassium à 2 %.

48. *Iodure de potassium.* — La solution normale comprend $12^{gr},7$ d'iode sublimé, 18^{gr} d'iodure de potassium dissous dans 1^{lit} d'eau; cette solution doit être conservée à l'obscurité. Sert à titrer l'hyposulfite de soude. L'indicateur est de la colle d'amidon, qui prend une teinte caractéristique bleue à la fin de l'opération. 1^{cc} de solution normale correspond à $0^{gr},0228$ d'hyposulfite pur.

49. *Permanganate de potasse.* — La solution normale comprend $31^{gr},6$ de permanganate dissous dans 1^{lit} d'eau. Sert au titrage de l'acide oxalique et de l'oxalate neutre de potassium. 1^{cc} de solution normale représente 0,092 d'oxalate neutre et 0,063 d'acide oxalique. La coloration rose permanente indique la fin de l'opération.

Nous arrêterons là l'étude de l'analyse volumétrique ; nous ferons observer qu'elle est basée sur la valence des sels et que la connaissance de l'équivalent ou du poids moléculaire donnera les proportions à employer dans les solutions normales et les quantités correspondantes du sel à analyser ; le poids de ce dernier étant connu, une règle de trois simple donne le pourcentage exact. Dans le cas de réactions très sensibles, l'approximation peut être très grande, et on peut en assurer la valeur en contrôlant la première opération par une ou plusieurs contre-épreuves successives.

CHAPITRE V.

ANALYSE QUANTITATIVE.

Aréométrie.

50. *Méthode des densités.* — On arrive à la connaissance de la pureté d'un produit, ou à la teneur d'une solution, par une autre méthode assez simple, dite *méthode des densités.*

On appelle *densité* ou mieux *poids spécifique* d'un corps, le rapport du poids d'un volume donné de ce corps à un même volume d'eau distillée, à son maximum de densité, c'est-à-dire à 4° au-dessus de zéro. Si l'on appelle P le poids du corps, V son volume et D sa densité, ces trois quantités sont liées entre elles par la formule $P = VD$, d'où se tirent les formules connexes $D = \frac{P}{V}$ et $V = \frac{P}{D}$.

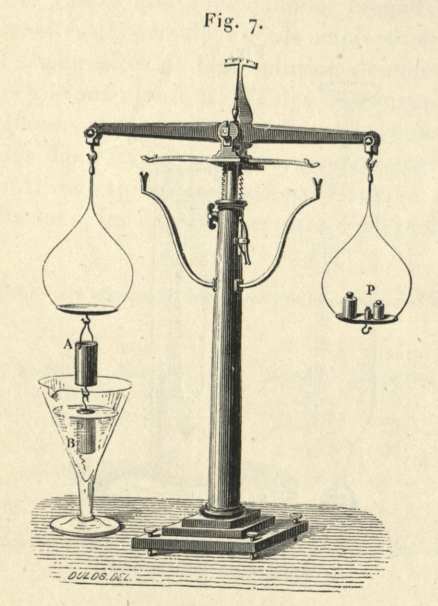
Il en résulte que la connaissance de la densité d'un sel et celle de sa solution pourront permettre d'en déterminer la teneur. La méthode qui semblerait la plus naturelle consisterait, s'il s'agit de liquides, à remplir un vase, de poids connu, du liquide dont on cherche la densité, le peser exactement, puis faire la même opération avec le vase rempli d'eau distillée à 4°; cette méthode, dite *du flacon,* est d'une application très délicate. On opère encore par la méthode de la *balance hydrostatique,* basée sur le principe d'Archimède, qu'un corps plongé dans un liquide perd une partie de son poids égale au volume déplacé. S'il s'agit de déterminer la densité d'un solide insoluble dans l'eau, on le suspend par un fil fin au-dessous d'un plateau de la balance et on établit l'équilibre à l'aide de poids sur l'autre plateau, ce qui donne son poids réel ; ceci fait, sans rien changer, on fait plonger le corps dans de l'eau pure, l'équilibre se trouve rompu, avec surcharge du côté des poids; on rétablit l'horizontalité des fléaux de la balance, en rajoutant, peu à peu, des poids sur le plateau auquel est suspendu le corps. Le poids nécessaire pour ramener l'équilibre est celui du volume d'eau déplacé et le rapport du poids total du corps donné au poids rajouté donne la densité cherchée (1).

(1) A proprement parler, densité et poids spécifique ne sont pas absolument même

Lorsqu'il s'agit de déterminer par le même moyen la densité d'un liquide, on suspend sous le plateau de la balance une sphère de verre d'un volume quelconque; la balance étant bien équilibrée, on plonge la sphère dans le liquide étudié, les poids surajoutés donnent la valeur du liquide déplacé; l'opération se répète dans l'eau distillée et le rapport des deux poids trouvés donne la densité cherchée.

Ces méthodes servent à déterminer le poids spécifique des corps, mais inversement on conçoit qu'elles pourront servir, par comparaison, à déterminer combien une solution donnée peut renfermer de tel corps dont la

Fig. 7.



Balance hydrostatique.

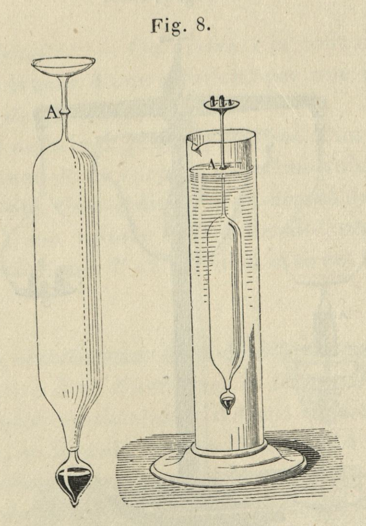
densité est connue. Si nous employons, par exemple, la méthode du flacon, après avoir rempli de la solution jusqu'au trait d'affleurement, nous trouvons que celle-ci a un poids P. Nous répétons la même opération avec de l'eau distillée, nous avons un poids p. $P - p$ nous donne la quantité du corps dissous. Si cette quantité p est exprimée en grammes, nous pourrons en conclure que le volume du corps cherché a le même nombre de centimètres cubes; ce nombre multiplié par la densité du corps doit être égal à

chose, mais nous adoptons ici la confusion habituelle des deux termes, confusion qui n'a pas pratiquement une grosse valeur.

$P - p$, si le corps est pur, sinon, il nous indique l'impureté du produit : c'est là l'expérience si connue de Héron.

51. *Aréométrie.* — Lorsqu'il s'agit de liquides, on peut simplifier les opérations de la balance hydrostatique en se servant d'un appareil appelé *aréomètre;* le plus connu de tous porte le nom de son inventeur Fahrenheit. Il se compose d'un cylindre de verre creux lesté à sa partie inférieure par un peu de mercure et terminé à sa partie supérieure par une tige surmontée d'un plateau; sur la tige est marqué un repère dit *trait d'affleurement.* L'aréomètre est plongé dans de l'eau distillée et chargé de poids jusqu'à ce

Fig. 8.



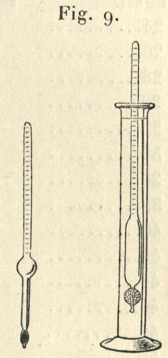
Aréomètre de Fahrenheit.

que le repère atteigne le niveau de l'eau; l'opération est reprise en mettant l'aréomètre dans le liquide à essayer; le rapport du poids de l'aréomètre plus sa surcharge dans le liquide essayé, au poids de l'aréomètre plus sa surcharge dans l'eau pure, donne le résultat cherché, car on voit aisément que l'opération est la même que celle faite avec la balance hydrostatique : ce sont toujours les poids du même volume de liquides déplacés, comparés entre eux.

52. *Densimètres ou pèse-sels.* — L'aréomètre a pu recevoir une nouvelle simplification en partant des données suivantes : un aréomètre lesté avec du mercure est surmonté d'une longue tige graduée. Le lest a été réglé de telle sorte que le bas de la tige affleure l'eau pure, lorsque l'instrument

doit servir aux liquides moins denses que l'eau, et le haut de la tige pour les liquides plus lourds; on marque en ce point o; en plaçant l'appareil dans une série de liquides dont la composition est exactement connue, on pourra établir le long de la tige une série de divisions, et l'observation, avec un tel instrument, se réduira à le plonger dans le liquide à essayer et à noter le nombre de divisions marqué au point d'affleurement; tel est le principe des appareils connus sous le nom de *pèse-acides, pèse-sels, pèse-alcools, aréomètres Baumé, Cartier*, etc.

Fig. 9.



Densimètre ou pèse-sels.

Dans la suite des Tables que nous donnons ci-après, on trouvera les densités des principaux sels employés en Photographie et les densités de leur solution donnant leur teneur; nous y avons ajouté les Tables de conversion des degrés Baumé. Cette méthode d'analyse, couramment employée dans les laboratoires, peut donner d'utiles et, surtout, de rapides indications. Nous verrons plus tard que, pour les cristallisations, les densimètres sont d'usage constant.

1. *Table des densités des solutions d'azotate d'argent.*

Pour 100 d'azotate.	Densité.	Pour 100 d'azotate.	Densité.	Pour 100 d'azotate.	Densité.
5.........	1,041	10	1,080	20.........	1,160
6.........	1,050	12.........	1,100	25.........	1,206
7.........	1,058	15.........	1,125	30.........	1,251
8.........	1,064	18.........	1,150	35.........	1,296

2. *Table des densites des principales solutions des sels employés en Photographie.*

Pour 100 de sel.	Hyposulfite de soude.	Oxalate de potasse.	Sulfate ferreux.	Sulfate ferrique.	Acétate de soude.	Carbonate de soude.	Chlorure de sodium.	Carbonate de potasse.	Chlorure de fer.
2..........	1,010	1,013	1,011	1,017	1,011	1,021	1,014	1,018	1,014
4..........	021	026	021	034	023	042	029	036	029
6..........	031	040	032	051	034	063	043	055	043
8..........	042	052	043	068	043	084	058	074	058
10..........	052	065	054	085	053	105	073	092	073
12..........	063	078	065	104	064	127	088	112	089
14..........	075	091	077	123	075	149	103	132	105
16..........	086	104	088	142	085		119	152	121
18..........	097	117	100	162	091		135	172	137
20..........	108	130	112	182	107		151	192	154
22..........	120	143	125	206	119		167	214	174

Pour 100 de sel.	Hyposulfite de soude.	Oxalate de potasse.	Sulfate ferreux.	Sulfate ferrique.	Acétate de soude.	Carbonate de soude.	Chlorure de sodium.	Carbonate de potasse.	Chlorure de fer.
24..........	132	156	137	230	131		184	235	195
26..........	144	169	149	255	144		201	256	215
28..........	155	181	161	282	157			278	236
30..........	167	193	174	309	170			301	256
32..........	180	205	187	336				324	277
34..........	192		200	364				347	298
36..........	204		213	392				370	319
38..........	217		226	421				394	341
40..........	229		239	450				418	362
42..........	242			482				443	387
44..........	255			514				468	411
46..........	269			546				493	436
48..........	282			580				518	461
50..........	295			614				544	486
Solut. saturée °/o.	69,0	33				14,35	26,4	52,02	61,5
Solut. saturée D.	1,361	1,218				1,153	1,204	1,570	1,631

3. *Densités de quelques solutions acides ou alcalines, usitées en Photographie, à 15°.*

Pour 100.	Acide sulfurique.	Acide cétique.	Ammoniaque.	Potasse caustique.	Soude caustique.
100..................	1,842	1,055			
98..................	840	060			
96..................	838	064			
94..................	835	067			
92..................	831	069			
90..................	822	071			
88..................	809	072			
86..................	794	073			
84..................	777				
82..................	756				
80..................	734				
78..................	710	1,074			
76..................	686				
74..................	663				
72..................	639				
70..................	615	1,073		1,790	1,748
68..................	592	072		768	726
66..................	568	071		740	705
64..................	545	070		718	684
62..................	523	069		695	664
60..................	501	068		667	643
58..................	480	067		642	622
56..................	458	066		618	601
54..................	438	064		590	580

Pour 100.	Acide sulfurique.	Acide acétique.	Ammoniaque.	Potasse caustique.	Soude caustique.
52	418	063		565	560
50	398	061		539	540
48	379	059		511	519
46	361	058		488	499
44	342	056		462	478
42	324	054		438	457
40	306	052		412	437
38	289	050		487	415
36	272	048		361	395
34	256	045	0,888	336	374
32	239	043	892	311	353
30	1,223	1,041	0,897	1,288	1,332
28	206	038	902	264	310
26	190	036	907	241	290
24	174	033	913	220	269
22	159	031	919	198	247
20	144	028	925	177	225
18	129	025	931	155	202
16	113	022	938	137	181
14	098	020	944	119	159
12	083	017	952	101	137
10	068	014	959	083	115
8	053	011	967	065	092
6	039	008	974	049	070
4	025	005	983	033	046
2	013	002	991	017	024
1	006	000	995	009	012

4. *Estimation de la teneur d'une solution acide ou saline à l'aide du pèse-sel Baumé.*

100 parties en poids de solution à 15° contiennent :

Degrés Baumé.	Acide azotique AzO^3H.	Acide chlorhydrique HCl.	Acide sulfurique H^2SO^4.	Sulfate de fer.	Hyposulfite de soude.	Carbonate de soude.
1	1,5	1,5	1,9	0,5	0,5	»
2	2,6	2,9	2,8	2,5		
3	4,0	4,5	3,8	4,0	4,0	2,0
4	5,1	5,8	4,8	5,0	5,0	2,5
5	6,3	7,3	5,8	6,7	6,7	3,4
6	7,6	8,9	9,8	8,4	8,4	4,2
7	9,0	10,4	7,8	10,0	10,0	5,0
8	10,2	12,0	8,8	11,0	11,0	5,4
9	11,4	13,4	9,8	12,5	12,5	6,6
10	12,7	15,0	10,8	14,0	14,0	7,2

Degrés Baumé.	Acide azotique AzO^3H.	Acide chlorhydrique HCl.	Acide sulfurique H^2SO^4.	Sulfate de fer.	Hyposulfite de soude.	Carbonate de soude.
11	14,0	16,5	11,9	15,4	15,4	7,7
12	15,3	18,1	13,0	16,8	16,5	8,3
13	16,8	19,9	14,1	18,0	18,0	9,5
14	18,0	21,5	15,2	19,4	19,3	10,2
15	19,4	23,1	16,2	20,7	20,0	10,9
16	20,8	24,8	17,3	22,0	22,5	11,7
17	22,2	26,6	18,5	23,5	24,0	12,8
18	23,6	28,4	19,6	24,9	25,4	13,2
19	24,9	30,2	20,8	26,3	27,2	
20	26,3	32,0	22,2	27,7	29,1	
21	27,8	33,9	23,3	29,1	31,0	
22	29,2	35,7	24,5	30,5	32,7	
23	30,7	37,9	25,8	32,5	33,0	
24	32,1	39,8	27,1	34,1	34,8	
25	33,8	42,4	28,4	35,8	36,6	
26	35,5	42,9	29,6	37,5	38,5	
27	37,0		31,0	39,2	40,3	
28	38,6		32,2		41,9	
29	40,2		33,4		43,0	
30	41,5		34,7			
31	43,5		36,0			
32	45,0		37,4			
33	47,1		38,8			
34	48,6		40,2			
35	50,7		41,6			
36	52,9		43,0			
37	55,0		44,4			
38	57,3		45,5			
39	59,6		46,9			
40	61,7		48,3			
41	64,5		49,8			
42	67,5		51,2			
43	70,6		52,8			
44	74,4		54,0			
45	78,4		55,4			
46	83,0		56,9			
47	87,1		58,3			
48	92,6		59,6			
49	96,0		61,0			
50	100,0		62,5			

5. *Table de conversion des degrés Baumé en densités, pour les liquides plus denses ou moins denses que l'eau.*

Degrés.	Liquides.		Degrés.	Liquides.	
	plus denses.	moins denses.		plus denses.	moins denses.
0	1,000		36	1,332	0,847
1	007		37	345	842
2	015		38	357	837
3	022		39	370	832
4	059		40	383	827
5	036		41	396	823
6	044		42	410	818
7	052		43	424	813
8	060		44	438	809
9	067		45	453	804
10	075	1,000	46	468	800
11	083	0,993	47	483	795
12	091	987	48	498	791
13	100	979	49	514	789
14	108	973	50	530	785
15	116	966	51	546	780
16	125	960	52	563	776
17	134	953	53	580	772
18	143	947	54	597	768
19	152	941	55	615	764
20	161	935	56	634	760
21	171	929	57	652	756
22	180	923	58	671	752
23	190	917	59	691	748
24	199	911	60	711	744
25	210	905	61	732	741
26	221	900	62	753	738
27	231	894	63	774	734
28	242	888	64	796	730
29	252	883	65	819	726
30	262	878	66	842	722
31	275	872	67	872	719
32	286	867	68	897	715
33	296	862	69	921	712
34	309	857	70	947	708
35	320	852			

MANIPULATIONS.

CHAPITRE I.

DÉFINITIONS ET MATÉRIEL.

53. *Définition.* — On nomme *manipulations,* en Chimie, les diverses opérations qui servent à effectuer la combinaison ou la dissociation des corps, ou à les purifier. Les méthodes de préparation des bains, des produits divers usités en Photographie, sont généralement simples, mais elles demandent la connaissance de tours de main qu'il ne sera pas inutile de signaler aux lecteurs non familiarisés avec le travail du laboratoire.

54. Pour faciliter l'étude des diverses manipulations, qui sont de la pratique courante photographique, nous avons divisé ce travail en trois grandes subdivisions qui sont :

1° *La purification des produits,* c'est-à-dire les diverses méthodes qui pourront être employées pour purifier, soit par des procédés chimiques, soit par des procédés physiques, les divers produits qu'on a à employer.

2° *La préparation des produits.* Il ne nous sera pas possible de décrire minutieusement la préparation de chaque produit en particulier, mais nous donnerons les divers procédés usités d'une façon générale pour obtenir la plupart d'entre eux, et cette description sera suffisante pour donner au lecteur les moyens pratiques d'arriver à préparer tous les sels dont il pourra avoir besoin.

3° *Manipulations photographiques.* C'est surtout dans ce Chapitre qu'il nous sera possible de formuler la façon de préparer les principaux produits photographiques, tels que les collodions, les émulsions à la gélatine, etc.

55. *Matériel.* — Le matériel pour ces préparations est des plus simples et se trouve en grande partie déjà dans le laboratoire; il comprend : les

ballons en verre, qui servent à la coction et à la solution à chaud des sels; les cornues, utiles pour les distillations; les capsules en porcelaine, destinées à l'évaporation des dissolutions salines; agitateurs, etc.

Lorsqu'un appareil se compose de plusieurs pièces réunies entre elles, on opère cette jonction à l'aide de tubes de verre coudés, passant au travers de bouchons fermant les divers appareils.

Les bouchons se taillent à l'aide de râpes fines, on les perce à l'aide d'une vrille et on amène le trou à la grosseur voulue à l'aide de limes rondes, appelées *queues-de-rat*. Si le trou, par inadvertance, a été ouvert plus qu'il ne faut, on rachète aisément la différence, en entourant le tube de plusieurs tours de papier mouillé. En thèse générale, pour faire pénétrer facilement les bouchons dans les goulots des appareils, il sera bon de les mouiller ainsi que la paroi du verre qui sera en contact avec eux.

Les tubes se recourbent aisément dans la flamme d'une lampe à alcool; on tient le tube dans la partie supérieure de la flamme, point où elle atteint la température maxima; on chauffe sur une longueur beaucoup plus grande que la portion à couder, en ayant soin de faire tourner constamment le tube entre les doigts, de manière que tous les points soient également chauffés. Lorsqu'on sent que le verre est suffisamment ramolli, on courbe par un mouvement lent et en étirant légèrement le tube; la courbure ne doit pas se faire par pliage à angle droit, mais par une courbe suffisamment arrondie et, à cet effet, au fur et à mesure que le verre se ploie, on sort de la flamme la partie coudée et on agit ainsi de proche en proche. Le verre ne doit pas être refroidi brusquement; on le réchauffe de temps en temps de manière à faire baisser peu à peu la température : c'est ce qu'on nomme le *recuit*.

S'il est utile d'effiler un tube pour former une pipette, on le chauffe vers le milieu, jusqu'au rouge, sur une petite longueur; par de légères tractions on s'assure que le verre est suffisamment ramolli et, dès qu'il commence à céder, on l'étire brusquement en agissant à la fois des deux mains, en sens inverse; on obtient ainsi des tubes terminés en pointes excessivement fines.

Pour couper les tubes de longueur, il suffit de faire, au point voulu, un trait perpendiculaire à l'axe, à l'aide d'une lime triangulaire dite *tiers-point*. On saisit alors le tube des deux mains, à peu de distance du trait, et on agit sur lui comme si on voulait le plier, tout en tirant en sens inverse; le tube se brise net au point marqué par le trait de lime. La plupart du temps on laisse la section à angle vif; mais, si l'extrémité coupée doit être souvent en contact avec le doigt, il est bon de l'arrondir en la tenant quelques instants dans la partie supérieure de la flamme de la lampe à alcool.

Nous ne décrirons pas les autres appareils employés, tels que : supports à ballons, à entonnoir ou à cornue, les mortiers de verre, les couronnes de paille servant à asseoir les ballons à panse ronde, etc., et qui sont suffisamment connus.

En ajoutant à ce matériel une balance pour les pesées et une série de pèse-sels pour les densités, le matériel sera complet.

56. *Pesées.* — Pour les pesées, il sera bon d'employer la méthode de Borda ou méthode de *double pesée;* le poids étant mis dans un des plateaux, on l'équilibre en mettant dans l'autre plateau une tare quelconque : sable, grains de plomb, etc., on enlève le poids et on le remplace par la matière à peser qu'on ajoute en quantité suffisante pour rétablir l'équilibre; c'est là la méthode la plus sûre; la valeur de la balance n'intervient pas dans la pesée et, par suite, un appareil, même imparfait, peut donner de bons résultats. Il est utile de garnir les plateaux d'une feuille de papier propre qu'on change à chaque produit; on évite ainsi de souiller les plateaux et surtout les produits.

57. *Entretien du matériel.* — Il est inutile d'insister sur ce point que le matériel doit être entretenu dans un état de propreté scrupuleuse; mais nous signalerons que, pour arriver à ce but, le moyen le plus pratique est de laver les flacons et les autres ustensiles en verre ou en porcelaine avec de l'acide chlorhydrique dilué; on forme ainsi des chlorures solubles facilement enlevés par rinçage.

Lorsqu'on veut sécher rapidement un flacon, après l'avoir égoutté, on y met un peu d'alcool absolu qui s'empare des dernières gouttes d'eau, on secoue en tous sens, on vide l'alcool et la petite quantité qui reste ne tarde pas à s'évaporer, laissant le flacon parfaitement sec.

58. *Bouchage des flacons.* — Les flacons sont bouchés soit à l'émeri (bouchon de verre rodé), soit au liège. Dans le premier cas, il se produit souvent l'accident suivant : une partie de la solution saline reste dans les aspérités du verre dépoli, cristallise, et colle énergiquement le bouchon dans son goulot. On arrive très bien à déboucher un flacon en cet état, en opérant comme suit : tenant le flacon de la main gauche, on appuie fortement l'index sur le bouchon comme si on voulait le plier vers soi, en même temps de la main droite on donne avec un morceau de bois de légers coups sur la face opposée du bouchon; les coups doivent être dirigés de bas en haut et tangentiellement à la tête du bouchon; les efforts des deux mains tendent à le faire sauter, ce qui ne tarde pas à se produire. On évite le collage des bouchons à l'émeri en les enduisant d'une légère couche de vaseline.

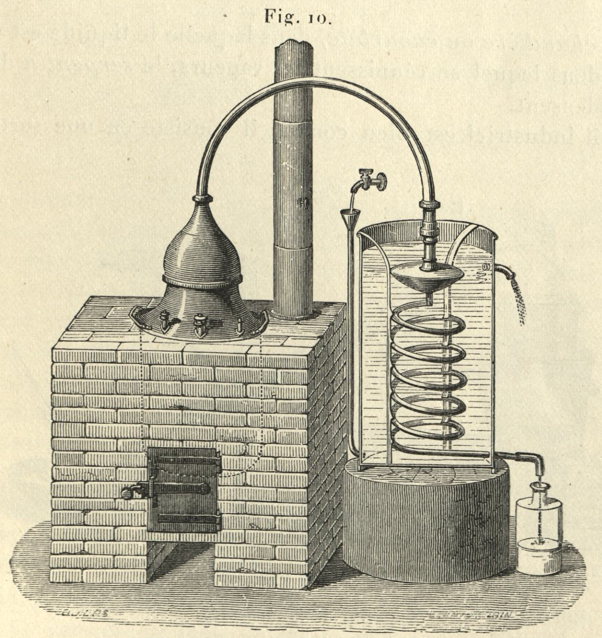
Les bouchons en liège ont l'inconvénient d'être attaqués par nombre de solutions, les acides, les alcalis forts; on pare à cet accident en les faisant bouillir dans un bain de paraffine, ou en les recouvrant de vaseline épaissie par un peu de paraffine.

CHAPITRE II.

PURIFICATION DES PRODUITS.

59. *Distillation.* — La distillation a pour but de purifier un liquide souillé par des matières étrangères solubles ou de séparer d'un mélange les parties les plus volatiles; lorsqu'il s'agit d'alcool ou d'éther, l'opération prend le nom de *rectification*. Le principe de la distillation est le suivant : réduire

Fig. 10.



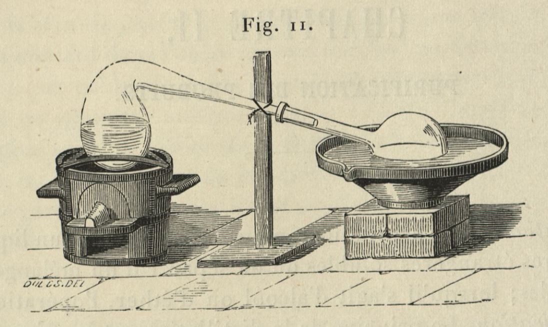
Appareil distillatoire industriel.

par la chaleur le liquide à l'état de vapeurs, amener celles-ci à se condenser par refroidissement. Si l'on opère sur un mélange de liquides ayant des points de vaporisation différents, le plus volatil passera le premier et ainsi de suite, au fur et à mesure que la température s'élèvera; on pourra donc séparer

divers liquides mélangés en opérant par *distillations fractionnées*, c'est-à-dire en mettant à part les produits qui passent aux diverses températures.

Tout appareil distillatoire ou alambic comprend essentiellement trois

Fig. 11.

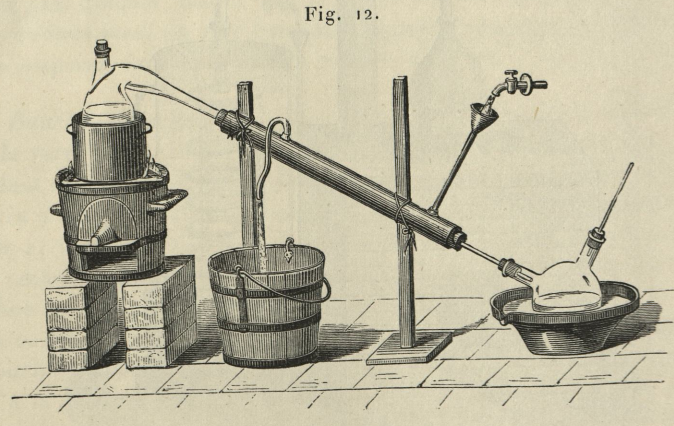


Appareil simple de laboratoire.

parties : la *chaudière* ou *cucurbite,* dans laquelle le liquide est chauffé, le *chapiteau* dans lequel se réunissent les vapeurs, le *serpentin* dans lequel elles se condensent.

L'appareil industriel est bien connu ; il consiste en une sorte de cuve

Fig. 12.



Appareil de laboratoire.

enclavée dans un massif de maçonnerie, qui renferme le fourneau ; au-dessus est placé le chapiteau communiquant par une tubulure avec un tube contourné en hélice, le serpentin, plongé dans un vase plein d'eau froide qu'on renouvelle constamment.

Pour les opérations de laboratoire on remplace l'alambic par un disposi-

tif très simple : une cornue remplie du mélange à distiller est maintenue au-dessus d'un petit fourneau; le col de la cornue s'engage, directement ou par l'intermédiaire d'une allonge, dans un ballon à long col incliné. Sur le ballon on dispose un linge mouillé plié en plusieurs doubles et sur lequel on fait tomber un menu filet d'eau froide. Si l'on se sert d'une cornue tubulée, dans laquelle on a fixé un thermomètre tige, on pourra surveiller les diverses températures et opérer par distillations fractionnées. On peut remplacer aussi le serpentin par un tube droit entouré d'une gaine dans laquelle circule un courant d'eau en sens inverse du courant de vapeurs.

60. *Distillation de l'eau.* — Une des opérations les plus courantes sera la préparation d'une eau absolument pure; l'eau sera au préalable filtrée pour enlever les impuretés et les boues pouvant, par décomposition à la chaleur, fournir des gaz qui resteraient en solution dans l'eau distillée. On dispose l'appareil comme nous l'avons expliqué plus haut : il sera bon de rejeter les premières parties qui passent, elles contiennent les gaz dissous et servent en quelque sorte au nettoyage de l'appareil. On rend la vaporisation plus régulière en mettant dans la cornue des fragments de verre; les aspérités forment comme autant de points de départ des bulles de vapeur et on évite les soubresauts de l'appareil.

61. *Rectification des alcools.* — A l'heure actuelle où la précipitation des émulsions, leur séchage et celui des plaques se font à l'alcool : il en résulte que de grandes quantités de ce produit, assez onéreux, sont employées dans le laboratoire et il est assez utile de faire connaître les procédés qui permettront de récupérer l'alcool à l'état, sinon anhydre, au moins assez peu hydraté pour qu'il puisse derechef servir à de nouvelles opérations.

On traite d'abord l'alcool par le carbonate de potassium bien sec; celui-ci, insoluble dans l'alcool, forme avec l'eau une solution et, par repos, les liquides se séparent bientôt en deux couches d'après l'ordre de leurs densités, l'alcool restant à la partie supérieure. On décante à l'aide d'un siphon et la solution de carbonate évaporée pourra servir de nouveau. L'alcool ainsi déshydraté sera très bon pour le séchage des plaques; pour la précipitation des émulsions, il sera utile de le priver des sels de potasse qu'il peut contenir en faible quantité. A cet effet, on le distille sur de la chaux vive; on met dans une cornue l'alcool avec un égal poids de chaux vive fraîche et on distille sur bain de sable; dans ce cas, la panse de la cornue plonge dans une coupelle de fer remplie de sable fin et sec; on chauffe et l'alcool ne tarde pas à se réunir dans le ballon qui fait l'office de serpentin. L'alcool ainsi rectifié contient encore 5 % d'eau; une seconde distillation dans les mêmes conditions pourra l'amener à un degré plus fort. Dans le premier cas, il sera bon pour la précipitation des émulsions; dans le second, si l'opération a été doucement conduite, il sera apte à faire des collodions.

62. *Sublimation.* — De nombreux corps solides sont amenés à l'état de pureté par une sorte de distillation qu'on nomme *sublimation*. Si le corps, volatil sans décomposition à une température plus ou moins haute, est mélangé avec des éléments non volatils, on conçoit que, en amenant la matière à l'état de vapeur et en faisant condenser celle-ci, on obtiendra un produit très pur. C'est de cette manière, en particulier, qu'on extrait le camphre du ligneux qui l'entoure : on place les branches du *Laurus camphora* dans de l'eau maintenue à l'ébullition et le bouchon de paille qui ferme l'appareil suffira pour solidifier les vapeurs de camphre. Tel est le moyen rudimentaire employé dans les Indes.

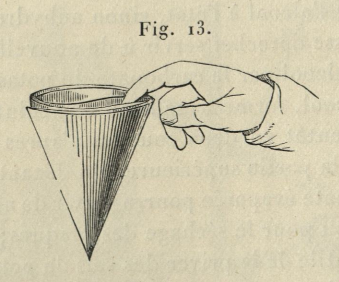
On purifie le chlorhydrate d'ammoniaque en le chauffant dans des pots de grès qu'on coiffe d'un pot de terre maintenu froid à l'aide de linges mouillés ; le chlorure d'ammonium s'y condense à l'état de pureté et s'y dépose en une masse d'aiguilles prismatiques fines, comme feutrées ensemble.

Pour purifier le benjoin, qui entre dans la composition de nombre de vernis, il suffit de le faire fondre dans une capsule de porcelaine qu'on recouvre d'un cône de carton sur les parois duquel l'acide benzoïque se dépose en aiguilles soyeuses.

Ce procédé très simple de purification est indiqué à plusieurs reprises dans la deuxième Partie de cet Ouvrage.

63. *Filtration.* — Lorsque les produits en solution sont souillés par des matières solides on les sépare par *filtration :* l'opération consiste essen-

Fig. 13.



Formation du filtre conique.

tiellement à faire suinter le liquide à travers un tissu dont les pores ont des dimensions plus faibles que les particules solides; c'est à proprement parler une épuration physique. Les pierres poreuses, les grès, servent ainsi depuis longtemps à l'épuration de l'eau.

Pour la filtration de la plupart des solutions photographiques, on emploie le papier dit *papier Joseph* ou *papier à filtre;* c'est en somme un papier de chiffons qui n'a pas reçu d'encollage. On emploiera de préférence les

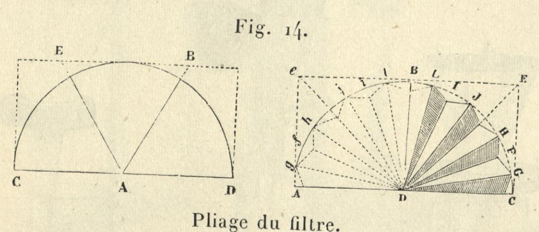
papiers blancs, qui ne contiennent pas de fer ou de manganèse comme les sortes grises.

Le papier est découpé en rond : on en trouve du reste de tout préparé dans le commerce et nous citerons, en particulier, les filtres Prat et Dumas, dans le tissu desquels sont réservées des côtes plus épaisses, qui donnent plus de solidité à l'ensemble.

Le filtre se plie de deux façons : le filtre conique qui sert pour recueillir les précipités, le filtre à plis qui est employé pour les filtrations proprement dites.

Pour préparer le premier, on plie un filtre rond suivant un de ses diamètres, puis, sans marquer les plis, on le divise en trois parties suivant des rayons et l'on rabat les deux coins extrêmes de part et d'autre du coin médian; on introduit le doigt entre les deux feuillets centraux et en élargissant : on forme un cône dont la paroi est formée de trois doubles de

Fig. 14.



Pliage du filtre.

papier. Ce cône est introduit dans l'entonnoir et poussé bien à fond. Une fois la filtration achevée et le précipité égoutté, le filtre pourra être retiré de l'entonnoir et s'étaler facilement sur une lame de verre, afin de faciliter la dessiccation du précipité.

Le filtre à plis se forme de la façon suivante : le filtre est plié en deux suivant un diamètre, puis en quatre suivant un rayon : le filtre posé sur une table, on replie par rabattement un des quarts en deux parties en marquant bien le pli. Le pli libre est replié de même en 8, puis en 16; ceci fait, on replie en dedans le deuxième quart et l'on continue l'opération en ayant soin d'alterner le sens des plis. La même opération est faite pour le second quart, on ouvre le filtre et par un dernier pli, en dedans, on sépare les deux coins extrêmes. Le papier se présente alors divisé en triangles allongés à plis alternés et peut entrer facilement dans l'entonnoir.

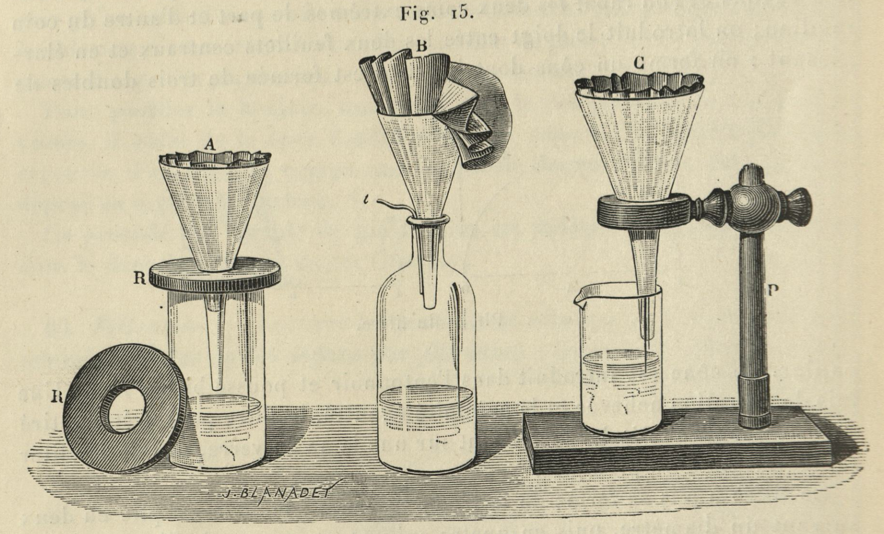
64. Dans son Traité théorique et pratique de Photographie (¹), M. Davanne a fait ressortir avec juste raison la nécessité d'avoir un filtre de grandeur proportionnée à l'entonnoir employé.

(¹) Chez Gauthier-Villars et fils. Deux Volumes grand in-8°; 1886.

« Le papier doit être coupé au ras de l'entonnoir : si on laisse le filtre dépasser le bord, on a toujours tendance à le remplir, le papier mouillé se renverse (B) et non seulement on perd une partie du liquide, mais encore on peut tacher et gâter tout ce qui se trouve proche des éclaboussures ; si au contraire le papier s'arrête au-dessous du bord, on a cette même tendance à mettre un excédent de liquide dont partie s'écoule entre l'entonnoir et les plis du filtre sans être clarifiée et l'opération est à recommencer. »

Dans une suite de recommandations très complètes, il indique entre autres que l'entonnoir placé sur un flacon ne doit pas le boucher hermétiquement, sinon la contre-pression empêche le liquide de filtrer ; il est, dans ce cas, utile de mettre un tortillon de papier *t* entre l'entonnoir et le goulot pour donner libre issue à l'air. Nous n'insisterons pas sur les méthodes employées pour soutenir les entonnoirs, qu'on se serve d'une rondelle percée ou d'un porte-entonnoir (voir *fig.* 15).

Fig. 15.



Mise en place des filtres.

65. Lorsqu'il s'agit de maintenir les solutions fluides à l'aide de la chaleur, par exemple les solutions gélatineuses, on emploie un appareil particulier. Celui-ci se compose d'un entonnoir en fer-blanc à double paroi, remplie d'eau chaude, portant un prolongement latéral sur lequel on fait agir un brûleur Bunsen ou une lampe à alcool ; une tubulure à entonnoir permet le remplissage de l'appareil. Dans la cavité intérieure, on place un enton-

noir de verre garni de son filtre. On constitue très simplement un tel appareil en plaçant un entonnoir de verre dans l'intérieur d'un entonnoir de fer-blanc de plus grandes dimensions; on bouche l'espace annulaire entre les deux douilles à l'aide de chanvre ou d'un bouchon percé; une lampe à alcool placée latéralement suffit pour entretenir la température voulue.

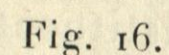
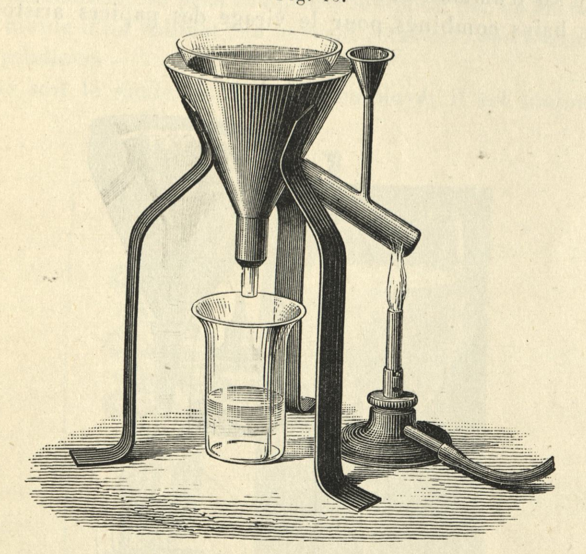


Fig. 16.



Appareil pour filtrations chaudes.

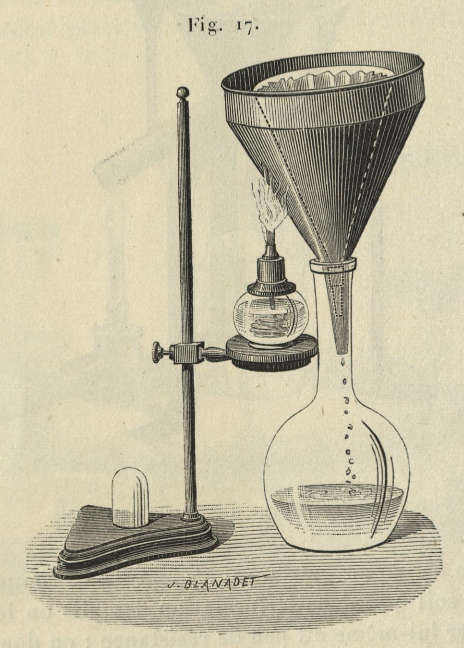
66. Les filtres de papier ont l'inconvénient de se rompre parfois dans la partie conique, soit que dans la formation des plis on les ait coupés, soit que le papier par lui-même ait peu de résistance : on donne au papier une très grande force en le parcheminant par un passage de quelques instant dans un bain d'acide sulfurique très dilué, suivi de lavages répétés.

67. Lorsque les liquides attaquent le papier ou qu'ils en bouchent rapidement les pores, on le remplace par un tampon de coton ou de *laine de verre*. Le filtrage des collodions se fait sur touffe d'ouate, préalablement imbibée d'alcool, et, pour éviter l'évaporation rapide de l'éther, on se sert d'un entonnoir à bords rodés qu'on ferme exactement à l'aide d'une plaque de verre douci.

68. Un excellent filtre pour les solutions qui peuvent être réduites par le papier, telles que les bains d'or, d'hydroquinone, etc., a été combiné par

M. Maignen; il consiste en un sac d'amiante maintenu développé en forme d'accordéon par des anneaux de porcelaine de Réaumur. Afin d'égaliser les pores de ce filtre, l'inventeur a préparé une sorte de carton d'amiante, fait avec cette substance pulpée très finement dans une pile à papier. On délaye un petit fragment de ce carton dans de l'eau distillée, ce qui forme une sorte de lait qu'on met à filtrer, les fines particules d'amiante bouchent les trous trop gros du sac d'amiante et constituent une couche à pores d'une extrême finesse. Les bains combinés pour le virage des papiers aristotypes, très

Fig. 17.



Appareil simplifié pour filtrations chaudes.

riches en chlorure d'argent précipité, les bains d'hyposulfite, etc., sont ainsi rendus très clairs et le dépôt d'argent peut être recueilli facilement et joint aux résidus à traiter ([1]).

Lorsque les liquides à filtrer sont mucilagineux, tels que les solutions d'albumine, etc., il est bon d'activer le filtrage par l'action du vide; le pro-

---

([1]) Nous ne ferons que signaler le filtre à eau du même inventeur, qui, grâce à une poudre dite *carbo calcis*, ne clarifie pas seulement l'eau, mais la rend chimiquement pure en retenant les sels métalliques et autres et, par suite, en fait une eau apte à remplacer, dans tous ses usages, l'eau distillée.

cédé le plus simple est d'employer comme récipient un vase à deux tubulures dans l'une desquelles se fixe l'entonnoir à l'aide d'un bouchon et dont l'autre communique, par un tube recourbé, à un second flacon à deux tubulures; ce dernier est rempli d'eau et un siphon à longue branche extérieure est assujetti à l'autre tubulure; en faisant fonctionner le siphon, si les flacons sont bien bouchés, il y a aspiration par l'entonnoir à filtre et le liquide passe plus facilement; on peut remplacer le siphon par un flacon à tubulure inférieure munie d'un robinet : en ouvrant celui-ci, l'eau s'écoule et l'aspiration est produite.

Quel que soit le mode de filtration employé, il est toujours utile de

Fig. 18.



Filtre à l'amiante.

remettre dans le filtre les premières portions qui ont passé; elles sont souillées par les poussières de l'entonnoir ou du récipient et, d'autre part, le filtre ne s'étant pas encore formé fonctionne moins bien au début.

69. *Décantation.* — Certains liquides ne se prêtent pas à la filtration : tels sont les mélanges de solutions non miscibles de densités différentes, ou lorsque les précipités formés sont lourds et facilement séparés par gravité, on opère leur séparation par décantation.

La décantation consiste essentiellement à verser doucement la partie surnageante en inclinant peu à peu le vase qui contient les liquides à séparer. Lorsque le dépôt est relativement léger et pourrait facilement se mêler au liquide déversé, on opère par siphonage ou l'on se sert d'une pipette d'une capacité un peu forte, à l'extrémité supérieure de laquelle on fixe une poire

en caoutchouc : celle-ci étant comprimée au préalable, on introduit le bout de la pipette dans le liquide et l'on abandonne la poire qui, en se gonflant, aspire ce dernier : en pressant sur la poire, on déverse le liquide dans un second vase et l'on reprend l'opération jusqu'à ce que tout le liquide soit décanté.

En trempant le bout de la pipette dans la couche supérieure ou inférieure, on décante l'une ou l'autre portion des solutions.

Les vases florentins servent à la décantation des parties inférieures seules ; on en construit facilement un, en se servant d'un flacon à tubulure inférieure, dans laquelle on met un bouchon traversé par un tube coudé à angle droit et plus long que la hauteur du vase. Le tube étant vertical, on met dans le flacon les liquides à séparer et l'on attend que cette séparation se soit produite; sans toucher au vase, on incline peu à peu le tube, qui pivote facilement dans le bouchon autour de sa branche horizontale; en vertu du principe de l'équilibre des liquides, lorsque l'extrémité de la branche verticale vient à dépasser le niveau des solutions dans le vase, la partie inférieure est refoulée peu à peu et s'échappe par l'ouverture du tube; on arrête l'écoulement en redressant d'un mouvement brusque le tube.

70. *Lévigation.* — Sous le nom de *lévigation,* un mode spécial de décantation permet de laver et purifier les précipités lourds : après s'être débarrassé par une première décantation des eaux mères, on remplit le vase d'eau pure et l'on agite bien le précipité qu'on laisse ensuite se rassembler par dépôt; on décante de nouveau le liquide surnageant et l'on remplit d'eau pure; cette opération répétée à plusieurs reprises donne un précipité parfaitement pur.

La lévigation permet aussi d'obtenir des poudres extrêmement fines : supposons que nous ayons à préparer de l'émeri très fin ; le produit, ayant été broyé aussi bien que possible, comprend des grains de toutes les grosseurs ; on les délaye avec de l'eau et on laisse reposer. Les plus grosses particules se déposent les premières, puis les moins grosses et cela avec d'autant moins de rapidité que les particules sont plus fines; dès que l'on suppose que le grain restant en suspension est au maximum de la grosseur voulue, on décante le liquide et on laisse reposer; on conçoit qu'en faisant la décantation de temps en temps, on peut réunir dans une série de vases à précipités des dépôts d'émeri de plus en plus fins. Le temps employé pour la précipitation de chaque sorte pourra servir à désigner la finesse du grain ; c'est ainsi que, dans le commerce, on appelle émeri de 20, 30, 40 secondes les diverses poudres fines de ce corps.

71. *Solution.* — On nomme *solution* le mélange d'un corps solide ou gazeux avec un liquide donnant naissance à un liquide homogène. La solu-

tion peut être d'ordre physique : dans ce cas les particules du corps soluble se mélangent simplement par juxtaposition avec les particules du dissolvant; il en est ainsi des solutions de sucre ou de sel marin dans l'eau : l'évaporation restitue ces corps dans leur état primitif; le plus souvent la solution est d'ordre chimique, il y a combinaison, et lorsque l'eau est employée comme dissolvant, on appelle le phénomène *hydratation*. Ainsi la chaux et la baryte ne font pas que se dissoudre physiquement dans l'eau, elles se combinent avec ce corps.

La *dissolution*, qui est l'acte par lequel les solutions s'opèrent, se produit le plus souvent soit avec dégagement, soit avec absorption de chaleur, toutes choses qui indiquent bien une action chimique. L'hyposulfite de soude, par exemple, produit en se dissolvant dans l'eau un notable abaissement de température, signalé par une légère rosée, qui se dépose sur les parois extérieures du vase dans lequel se fait l'opération. Au contraire, l'acide sulfurique ne se dissout dans l'eau qu'en élevant la température du mélange, d'où cette recommandation de verser toujours lentement l'acide dans l'eau et non inversement, ce qui pourrait amener par brusque élévation de température le bris du vase, ou la vaporisation d'une partie des liquides.

72. *Solubilité*. — On nomme *solubilité* d'un corps le pouvoir plus ou moins grand qu'il possède de se dissoudre dans un liquide; la solubilité varie avec diverses causes : l'élévation de la température, la présence de substances déjà dissoutes, l'influence d'un second dissolvant.

73. *Influence de la température*. — En général, la solubilité croît en raison directe de la température, quand il s'agit des corps solides, car il en est inversement pour les gaz. Lorsque la dissolution se fait par action physique, la loi est constante et les quantités dissoutes sont proportionnelles à l'élévation de température; lorsque la dissolution a lieu par action chimique, on conçoit que, lorsque le maximum de combinaison est atteint, il n'y a plus dissolution; les quantités dissoutes croissent d'abord avec rapidité, puis de moins en moins, en tendant vers un maximum, de telle sorte que, en représentant graphiquement les rapports entre les quantités dissoutes et les températures atteintes, pour les dissolutions d'ordre physique on obtient une ligne droite, pour celles d'ordre chimique une courbe plus ou moins régulière.

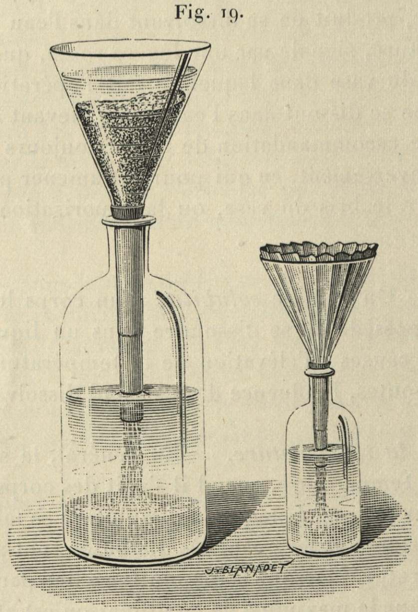
Pour certains corps toutefois, on observe des anomalies : ainsi le sel marin à 0° a une solubilité de 35,5 % et à 100° 39,6 seulement.

74. *Présence de substances déjà dissoutes*. — Un corps, d'une solubilité donnée dans un dissolvant, peut être dissous en quantités plus considérables

en présence d'autres substances; ainsi l'iconogène, l'hydroquinone, peu solubles dans l'eau, deviennent beaucoup plus solubles dans une eau chargée de sulfite de soude.

75. *Influence d'un second dissolvant.* — On augmente encore la solubilité d'un corps dans un dissolvant en la favorisant à l'aide d'un second dissolvant. Par exemple, le bichlorure de mercure est peu soluble dans l'eau (6,6 % dans l'eau à 15°), beaucoup plus soluble dans l'alcool (33 %); si l'on dissout la quantité voulue de bichlorure dans très peu d'alcool et que l'on ajoute de l'eau, on obtiendra une solution aqueuse d'une teneur beaucoup plus élevée.

Fig. 19.



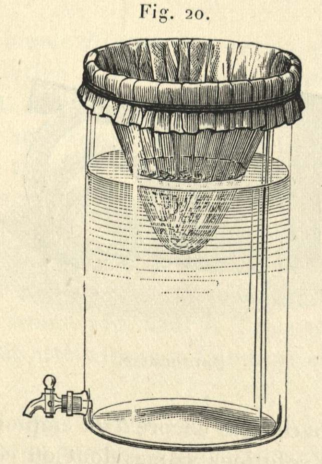
Appareil pour accélérer la dissolution automatique d'un sel.

76. *Saturation et sursaturation.* — On dit qu'une solution est à saturation lorsque, pour une température donnée, elle contient le maximum du corps soluble; en faisant dissoudre un corps à chaud et en laissant refroidir la solution lentement et à l'abri de toute agitation, elle peut contenir une quantité de sel plus grande que la saturation, la liqueur est dite *sursaturée;* mais dans ce cas une agitation ou la présence d'un cristal du corps dissous peut amener aussitôt la cristallisation du sel en excès; ce phénomène se produit toujours avec dégagement de chaleur. Cette propriété est employée souvent pour hâter les cristallisations.

77. *Méthodes pour faire les solutions.* — Il était utile de donner les définitions précédentes pour bien préciser les conditions dans lesquelles se font les solutions : on voit, en général, que par élévation de température on arrive très rapidement au résultat cherché. Cependant, lorsque l'on veut éviter l'intervention de la chaleur, on peut, pour hâter les solutions, employer divers tours de main qui sont les suivants : ayant pesé la quantité de sel à dissoudre, on la met dans un entonnoir dont on a soin d'obstruer en partie la douille à l'aide d'un bouchon, on met l'entonnoir sur un flacon et l'on y verse la quantité voulue d'eau ; celle-ci, en s'écoulant lentement, se charge de sel et c'est la partie saturée seule qui s'écoule goutte à goutte par la douille de l'entonnoir.

M. Davanne a indiqué un procédé très élégant, qui consiste à munir la

Fig. 20.



Appareil pour dissolution rapide automatique.

douille d'un entonnoir d'un tube de caoutchouc qui monte assez haut pour que, le tout étant placé sur un flacon à goulot de grandeur convenable, le caoutchouc forme une fermeture hermétique. On met dans le flacon les deux tiers de l'eau nécessaire et l'on introduit l'entonnoir en ayant soin de couper le tube un peu au-dessous du niveau de l'eau ; ceci fait, on met les cristaux dans l'entonnoir et le reste de l'eau. La pression de l'air resté dans le flacon, et qui ne peut se dégager, force le liquide à demeurer dans l'entonnoir ; bientôt il s'établit dans le tube un double courant, l'un descendant, d'eau saturée de sel et par suite plus lourde, l'autre ascendant, d'eau pure. Si l'on a eu soin de disposer un filtre dans l'entonnoir, la solution se filtre au fur et à mesure (voir *fig.* 19).

Une variante plus simple de ce procédé consiste à employer un bocal à

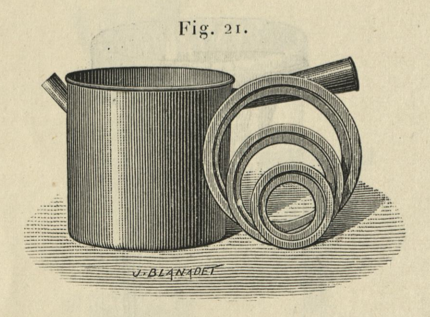
large ouverture dans lequel on met l'eau; le sel est placé dans un nouet de gaze et descendu dans le flacon jusqu'à ce qu'il atteigne le niveau de l'eau.

Dans l'un et l'autre cas, les dissolutions se font automatiquement et avec rapidité.

78. *Bain-marie.* — Lorsque les solutions doivent être maintenues à une température donnée et égale, on emploie le bain-marie, qui consiste essentiellement à maintenir le vase, contenant les sels à dissoudre ou à faire réagir, dans un second vase rempli d'un liquide approprié et sur lequel s'applique directement l'action de la chaleur. Pour les températures inférieures à 100°, on emploie l'eau, au-dessus on emploie des solutions salines, de l'huile ou souvent même du sable.

Si pour une distillation il est utile de maintenir la cornue à une température donnée, le bain-marie sera encore d'un emploi indiqué : il suffira de se servir dans ce cas de solutions salines dont on connaît le point d'ébullition. Le Tableau suivant donne une série d'indications dans ce sens.

Fig. 21.



Bain-marie.

100°..................	Eau pure.
105..................	Solution de chlorure de baryum à 60 °/₀.
116..................	Solution de salpêtre à 335 °/₀.
121..................	Solution d'azotate de sodium à 224 °/₀.
135..................	Solution de carbonate de potassium à 205 °/₀.
150..................	Solution d'azotate de calcium à 362 °/₀.
180..................	Solution de chlorure de calcium à 325 °/₀.

79. *Bains réfrigérants.* — Il est parfois utile de faire usage de bains réfrigérants, soit pour faire des distillations à basse température, soit pour accélérer des cristallisations; outre l'emploi de la glace pilée et de la neige, on peut avoir recours à des combinaisons chimiques ou même simplement à des solutions qui absorbent une grande quantité de chaleur et, par suite,

produisent dans le milieu où ils se trouvent un abaissement notable de température; le Tableau suivant indique la composition des bains réfrigérants les plus employés.

$-12°$	Salpêtre en poudre	5	Par évaporation on reconstitue le sel utile.
	Eau	16	
-16	Azotate d'ammoniaque	1	Par évaporation on reconstitue le sel utile.
	Eau	1	
-18	Sulfate de soude	8	
	Acide chlorhydrique	5	
-18	Neige	1	
	Sel marin	1	
-50	Chlorure de calcium	3	
	Neige et sel	1	

80. *Dilution*. — On nomme *dilution* l'opération qui consiste à diminuer la teneur en °/₀ d'une solution, résultat obtenu simplement en augmentant la quantité du dissolvant.

La plupart du temps une simple proportion arithmétique donnera la quantité de dissolvant à ajouter; mais il n'en est pas de même lorsque le mélange des solutions n'occupe pas un volume égal à la somme des volumes des deux corps mélangés, comme par exemple pour l'alcool ou l'acide acétique. Par le calcul, il serait facile d'établir la quantité d'eau à surajouter; mais, pratiquement pour le laboratoire, il sera plus simple d'avoir recours à un densimètre et l'on trouve plus haut la Table permettant de savoir à quel degré la solution doit atteindre pour la teneur cherchée.

81. *Cristallisation*. — La cristallisation, surtout par la voie humide, est une méthode excellente pour purifier la plupart des sels; elle consiste à faire dissoudre à chaud le maximum de sel que peut admettre la quantité de dissolvant employée et à laisser refroidir doucement; plus le refroidissement sera lent, plus les cristaux seront gros, mais aussi plus ils renfermeront mécaniquement d'eaux mères, c'est-à-dire d'eaux chargées des sels qu'il s'agit d'éliminer : aussi lorsque la cristallisation est employée comme moyen d'épuration, il est absolument utile d'agiter souvent le liquide; les cristaux sont menus, et parfaitement purs. L'opération terminée, les cristaux sont mis dans un filtre, dont on a bouché la douille par un tampon de coton et lavés avec un peu d'eau ou mieux avec une solution saturée du même sel pur. L'évaporation des eaux mères donnera une nouvelle quantité de cristaux; mais, plus on la pousse loin, moins le sel est pur.

La cristallisation peut être employée comme moyen de pulvérisation; le sel étant fondu à saturation dans un minimum d'eau bouillante, on évapore doucement le liquide en remuant avec une spatule de verre ou de bois; au

fur et à mesure de la diminution de l'eau, le sel se forme en cristaux excessivement ténus et contenant un minimum d'eau; on désigne souvent sous le nom de *farinage* cette opération.

Lorsqu'au contraire on veut obtenir de beaux cristaux, on fait fondre le sel à saturation à une douce chaleur, on laisse refroidir très lentement sans secousse et l'on a soin de déposer dans la liqueur un menu cristal du même sel. Le Tableau suivant indique le nombre de degrés Beaumé que doivent marquer les solutions bouillantes des principaux sels photographiques pour qu'elles donnent, par refroidissement lent, de beaux cristaux : l'aréomètre doit être plongé dans la solution bouillant sur le feu; le degré atteint, il suffit d'éloigner la source de chaleur et laisser refroidir spontanément.

Acétate de sodium	22°
Acide borique	6
Acide oxalique	12
Acide tartrique	35
Alun de potassium	20
Azotate de potassium	28
Azotate de sodium	40
Bromure d'ammonium	30
Bromure de cadmium	65
Bromure de potassium	40
Bromure de sodium	55
Carbonate de sodium	28
Chlorure d'ammonium	12°
Chlorure de baryum	35
Chlorure de potassium	35
Bichromate de potassium	38
Ferrocyanure	38
Hyposulfite de sodium	53
Iodure de potassium	60
Oxalate de potassium	30
Sulfate ferreux	32
Sulfate de cuivre	30
Sulfite de sodium	25
Tungstate de sodium	45

CHAPITRE III.

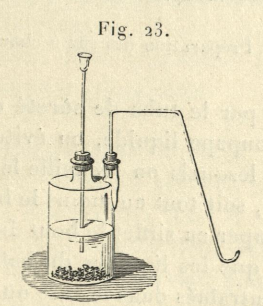
PRÉPARATION DES PRODUITS.

82. Nous examinerons dans ce Chapitre les méthodes de préparation des principaux produits photographiques; les explications et les tours de main donnés pourront être de quelque utilité au photographe appelé souvent à faire usage de faibles échantillons de matières qu'il ne peut se procurer immédiatement : nous nous tiendrons surtout dans les généralités, notre cadre ne nous permettant pas de nous étendre davantage.

83. *Préparation des gaz.* — Certains gaz, tels que l'acide sulfureux, réducteur employé dans de nombreuses préparations, l'hydrogène sulfuré, réactif très usité, l'acide carbonique, etc., auront besoin d'être produits au laboratoire. L'opération peut se faire à froid ou à chaud.

84. *Méthode à froid.* — On emploie un flacon à deux tubulures; l'une est garnie d'un tube à entonnoir qui va jusqu'au niveau des liquides employés

Fig. 23.



Préparation des gaz à froid.

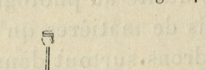
et sert à l'introduction de nouvelles quantités de réactif; un tube de dégagement deux fois coudé est fixé sur l'autre tubulure.

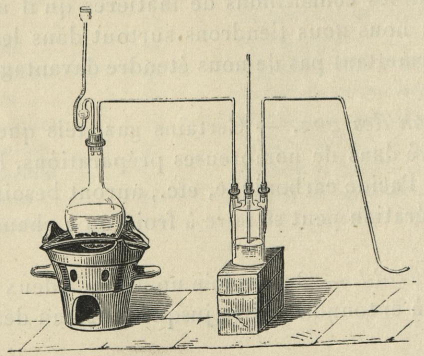
Soit à produire de l'acide carbonique : on met dans le flacon un peu de craie et d'eau, puis, l'appareil étant monté, on verse par le tube à entonnoir

de petites quantités d'acide chlorhydrique : la tournure de fer et l'acide chlorhydrique donneraient de l'hydrogène, etc.

85. *Méthode à chaud.* — Pour la méthode à chaud, on met les corps dont la réaction produira le gaz voulu dans un ballon à large col fermé par un bouchon dans lequel on pratiquera deux trous : l'un pour le passage du tube recourbé qui amènera le gaz au point où il doit réagir, l'autre pour le placement du tube de sûreté. Celui-ci se compose d'un tube recourbé en S et surmonté d'un entonnoir. La branche centrale de l'S a été soufflée de manière à réserver un renflement, dans lequel on mettra quelques gouttes de mercure ou d'un liquide non attaqué par le gaz produit. Si par refroidissement ou par toute autre cause une rentrée d'air était nécessitée dans

Fig. 24.





Préparation des gaz à chaud.

l'appareil, elle se ferait par le tube de sûreté et non par le tube de gaz : grâce à cette sorte de soupape liquide, on évite la rentrée dans le ballon des liquides froids, sur lesquels on recueille le gaz, ce qui pourrait produire soit une explosion, soit tout au moins le bris de l'appareil.

Enfin il est bon de couper en sifflet le bout du tube à gaz pénétrant dans l'appareil, afin d'éviter que les liquides du ballon, venant à se condenser dans le tube, ne soient entraînés dans le vase où se fait la réaction. Si le gaz doit être employé sec, on le fait passer par un tube contenant des touffes de coton cardé, ou de la pierre ponce, ou s'il doit être purifié par lavage, on interpose un flacon de Woolf, comme il est indiqué dans la figure ci-dessus.

Le ballon doit être très sec extérieurement et il sera chauffé graduellement : si l'on emploie une lampe à alcool, on aura soin en promenant la flamme autour du ballon de bien égaliser la chaleur au début : si l'on se

sert d'un fourneau à gaz, on interposera entre le ballon et la flamme une toile métallique, qui répartira mieux la chaleur.

Dans le cas où l'on ne désire qu'une petite quantité de gaz, notamment pour l'hydrogène sulfuré, on emploiera un tube d'essai qu'on fermera par un bouchon traversé par un tube coudé à angle droit, dont la branche extérieure sera un peu longue. L'appareil tenu incliné prendra la forme d'un V renversé; le tube d'essai sera chauffé sur la lampe s'il est nécessaire, tandis que la branche du tube abducteur plongera dans le liquide à traiter.

86. *Préparation de l'acide sulfureux sec et en solution.* — L'acide sulfureux est souvent utilisé dans les préparations de produits photographiques à cause de ses propriétés réductrices, il sert aussi à préparer les sulfites et bisulfites; nous décrirons le mode de préparation.

On emploie l'appareil indiqué ci-dessus (méthode à chaud); on met dans le ballon 50^{gr} de tournure de cuivre et 32^{gr} d'acide sulfurique, on chauffe très légèrement le ballon et, dès que la réaction commence, on retire le feu, sinon on s'exposerait à compromettre, par suite d'un boursouflement exagéré, le succès de l'opération.

Le dégagement se fait avec plus de régularité si l'on emploie 50^{gr} de mercure avec 200^{gr} d'acide sulfurique (¹).

Si l'on fait barboter le gaz dans de l'eau distillée, on obtiendra une solution saturée : l'opération sera considérée comme terminée lorsqu'on verra le gaz se dégager à la surface de l'eau, en bulles à odeur piquante.

87. *Pyroxyles.* — Nous avons dit que les cotons-poudre photographiques se divisaient en cotons à basse température très aptes à faire les collodions pour le procédé humide et les cotons à haute température meilleurs pour les émulsions. Nous séparerons ici ces deux variétés dont la préparation offre des différences sensibles.

88. *Pyroxyle à basse température.* — On emploie pour cette variété le coton à longues fibres; il est d'abord utile de le débarrasser des résines végétales qu'il contient et des graisses dont il a pu être imprégné par le peignage; dans ce but, on le fait bouillir dans une solution de soude à 2 °/₀ puis on le lave à grande eau, en se servant pour une des eaux de lavage d'une solution d'acide sulfurique à 1 °/₀ pour éliminer la soude. Si le coton s'est coloré par suite du bain alcalin, on le blanchit dans une eau de javelle légère, puis, après lavage, on l'exprime bien et on le fait sécher; il est très

(¹) La première réaction donnera environ 64^{gr} d'acide sulfureux ou 22^{lit}, la seconde 16^{gr} ou $5^{lit},5$.

important que cette dessiccation soit très complète, sinon il se formerait dans les acides du coton-poudre pulvérulent.

Au moment de la préparation, les fibres du coton doivent être bien séparées; on en pèse 10^{gr} et l'on prépare dans un pot de porcelaine, de la contenance d'un litre environ, le mélange suivant :

Acide sulfurique	160^{cc}
Eau	10^{cc}
Salpêtre sec	100^{gr}

Il sera bon de dessécher le salpêtre et de le réduire en poudre fine : nous avons indiqué plus haut (*voir* n° 76) ce mode de préparation. L'acide étant versé dans le pot, on ajoute peu à peu le salpêtre en agitant tout le temps à l'aide d'une spatule de verre pour bien effectuer le mélange : la solution doit être complète et former une sorte de liquide sirupeux; la température s'élève beaucoup, on met le pot dans une terrine d'eau froide et l'on attend que le mélange soit descendu à 60°; pour le vérifier on se sert, comme d'agitateur, d'un thermomètre tige. On plonge alors le coton d'un seul coup en le brassant avec soin pour qu'il s'immerge complètement; au bout de dix minutes l'opération est achevée; on décante l'acide en exprimant bien le coton et l'on jette celui-ci dans un tamis placé dans une cuve contenant la plus grande quantité possible d'eau froide. Après ce premier lavage, on écarte les fibres et l'on fait couler à plusieurs reprises de l'eau pure; on met quelques instants dans un bain rendu légèrement alcalin par du carbonate de soude, on rince et on laisse pendant au moins deux heures dans une dernière eau de lavage, le coton se trouvant retenu vers la surface par le tamis.

En moyenne 10^{gr} de coton doivent donner de 12^{gr} à 15^{gr} de pyroxyle; le produit a l'aspect du coton ordinaire, il est seulement plus rêche au toucher.

89. *Pyroxyle à haute température.* — Le coton ayant été préparé comme il a été dit plus haut, on mélange dans un pot de porcelaine 1 partie d'acide nitrique concentré et 2 parties d'acide sulfurique : on y ajoute autant de coton que le liquide peut en imprégner et l'on brasse avec un agitateur de verre. La température s'élève peu à peu et le coton se dissout en une sorte de bouillie épaisse. Au bout de dix minutes, on ajoute de l'eau pure en agitant toujours jusqu'à ce que le pot, qui a dû être choisi de grande capacité, soit plein. On laisse le coton se déposer et l'on décante; on ajoute une nouvelle quantité d'eau, on agite bien et après repos l'on décante de nouveau; l'opération se répète plusieurs fois jusqu'à ce que les eaux de lavage ne donnent plus de réaction acide au papier de tournesol. On décante une dernière fois et l'on fait sécher. Le produit est pulvérulent,

il est surtout apte à faire, seul ou mélangé avec du coton résistant, des émulsions au collodion.

90. *Pyroxyles divers.* — Le papier à cigarette, le papier Joseph, les tissus de coton surtout un peu usés, traités par les moyens ci-dessus donnent des pyroxyles qui ont été souvent préconisés par divers auteurs.

La sciure de bois, la moelle de sureau ont été aussi indiquées, mais elles ne donnent pas des couches résistantes; car il a été reconnu par l'analyse microscopique que la couche de collodion n'est pas une dissolution homogène du coton-poudre dans l'alcool et l'éther, mais qu'elle comporte de nombreux filaments de coton, très menus à la vérité, mais dont le feutrage fournit à l'ensemble la résistance cherchée (*voir* n° 106).

91. On emploie souvent, sous le nom de *coton précipité,* de la cellulose nitrée qu'on a fait dissoudre dans un mélange d'alcool et d'éther et qu'on ramène à l'état solide en versant la solution dans l'eau froide; il se forme un précipité floconneux qu'on lave, puis qu'on sèche exactement et qu'on redissout dans le mélange éthéré : on se débarrasse ainsi des résines végétales, mais le collodion ainsi constitué n'est pas aussi tenace que le collodion primitif.

Nous résumons dans le Tableau suivant les principales formules ainsi que les données de fabrication des pyroxyles.

Formules pour la préparation des pyroxyles.

	A.	B.	C.	D.	E.	F.	G.
Acide azotique (D. 1,4)...	170gr		146cc	180cc	56cc	56cc	200
Salpêtre..................		100					15gr,5
Acide sulfurique (D. 1,8)...	518	200	292cc	540cc	113cc	85cc	500cc
Coton cardé...............	25	6gr à 8gr	10	31gr	7gr		
Papier Joseph.............						10gr	
Papier à cigarette.........							autant que possible.
Eau.......................	130cc		73cc	60cc	28cc		
Température...............	60°	70°	78° à 80°	60° à 65°	65°	55°	54°
Temps d'immersion.........	10m	30m à 40m	5m	10m	10m	30m	60m

A. Procédé de Hardwich.
B. Procédé de Belitzki.
C. Donne du coton pulvérulent.
D. Procédé Warnercke pour émulsion.
E. Pour collodion sec.
F. Pour émulsions lavées.
G. Procédé de Maxwell Lyte.

92. *Propriétés générales des pyroxyles.* — La nitrification de la cellulose ne s'opère pas d'une façon absolument égale : on a divisé les pyroxyles

en trois catégories d'après leur solubilité. Le coton-poudre insoluble, qui est l'explosif de guerre; le coton soluble dans l'alcool éthéré, employé en Photographie et le coton soluble dans l'eau, dont la présence est nuisible dans le collodion. Cette classification est très élastique et des auteurs ont pu reconnaître jusqu'à 12 variétés de pyroxyles. (*Voir* deuxième Partie, Dictionnaire.)

L'élévation de température, les conditions des acides, leur plus ou moins grande concentration, l'état d'hydratation de la cellulose, sont autant de facteurs, non seulement qui font varier la qualité des produits d'une opération à l'autre, mais encore au cours d'une même opération. Le produit obtenu n'est donc jamais bien défini, quels que soient les soins qu'on apporte à la manipulation.

D'autre part, le coton-poudre tend, sous l'action de l'air et de la lumière, à se décomposer, donnant d'une part des vapeurs nitreuses et se transformant en partie en acide oxalique, surtout lorsqu'il est incomplètement desséché. Cette décomposition spontanée, peut même, par suite de l'élévation de température due à la réaction, être cause d'une explosion. Il y a lieu pour cette raison de conserver le pyroxyle en boîte légère de carton; de cette manière la dessiccation se fera facilement, la lumière sera interceptée; s'il y a décomposition, les vapeurs s'échapperont librement et, en cas d'explosion, celle-ci ne ourra être dangereuse, à cause du peu de résistance des parois.

93. *Azotate d'argent.* — La préparation de l'azotate d'argent était autrefois une des manipulations courantes des laboratoires de Photographie; le commerce le fournit à l'heure actuelle à l'état de pureté tel que peu d'opérateurs maintenant se livrent à cette préparation; cependant si l'on a recueilli les résidus des bains d'argent et qu'on veuille les traiter, il sera bon d'indiquer les précautions à suivre.

L'argent est souvent accompagné d'autres métaux, l'argenterie, par exemple, et les monnaies [1] contiennent une proportion plus ou moins forte de cuivre, qui constitue ce qu'on nomme le titre, et qu'on doit éliminer.

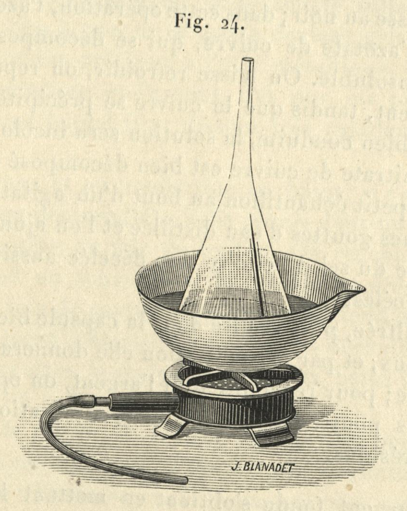
L'argent en grenailles provenant des résidus ou les morceaux d'argent ouvrés sont mis dans une capsule de porcelaine et l'on verse par-dessus une quantité d'acide azotique étendu de son volume d'eau : théoriquement, la quantité nécessaire d'acide anhydre serait de 47^{gr} pour 100^{gr} d'argent; on doit augmenter de beaucoup cette quantité pour parer aux pertes inévitables, soit 250^{cc} d'acide étendu. Il est absolument utile que l'acide soit exempt de chlore, sinon il se formerait des chlorures d'argent difficiles à réduire; on essaye l'acide en le diluant fortement et en y versant quelques gouttes de

(1) Nous ferons observer que la loi défend la destruction des monnaies.

solution d'azotate d'argent : l'absence de précipité blanc indique que l'acide est suffisamment pur.

Une partie de l'acide est versée dans la capsule qu'on recouvre d'un entonnoir pour éviter les pertes par projection ; on chauffe alors doucement, il ne tarde pas à se dégager des vapeurs rutilantes d'acide hypoazotique, vapeurs délétères et qui attaquent fortement la peau et les vêtements : aussi doit-on faire cette opération dans une cheminée ayant un fort tirage, ou en plein air. Au fur et à mesure que la réaction se produit, on augmente le feu jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de vapeurs rougeâtres. Si à ce moment tout l'argent n'est pas dissous, on décante le liquide et l'on recommence l'opération avec une nouvelle quantité d'acide.

Fig. 24.



Préparation de l'azotate d'argent.

Lorsque l'argent provient des résidus, il arrive souvent qu'au fond de la capsule il reste une poudre noire, qui n'est pas autre chose que de l'oxyde d'or : on décante soigneusement le liquide, on lave le précipité à plusieurs reprises et on le met avec les résidus d'or. Cependant, il se peut aussi que partie de cette poudre noire soit du sulfure d'argent, il n'y a point à s'en occuper ; dans le traitement des résidus d'or, il sera transformé en chlorure et pourra être mis à part à ce moment.

Si la liqueur obtenue par la dissolution de l'argent est incolore, c'est une preuve que le métal était pur : il suffit alors de la remettre dans la capsule, la réduire à la moitié de son volume par une évaporation lente sur feu doux, puis abandonner au refroidissement ; il se formera une abon-

dante cristallisation d'azotate d'argent acide, propre à faire les bains de sensibilisation des papiers albuminés.

Par une seconde évaporation des eaux mères on aura une nouvelle quantité de cristaux, les impuretés restant toujours dans les eaux mères; tous les cristaux seront lavés avec une très petite quantité d'eau distillée et mis en flacon, après égouttage dans un entonnoir garni d'un tampon de laine de verre.

Si les liqueurs ont pris une coloration bleue, c'est que l'argent était allié au cuivre; on réduit les liqueurs à siccité dans la capsule de porcelaine. On pousse le feu, la matière peu à peu brunit en émettant des vapeurs rutilantes, puis enfin passe au noir; dans cette opération, l'azotate d'argent s'est fondu, tandis que l'azotate de cuivre, qui se décompose à 170°, passe à l'état d'oxyde (1) insoluble. On laisse refroidir, on reprend par l'eau qui dissout le sel d'argent, tandis que le cuivre se précipite en poudre noire; si l'opération a été bien conduite, la solution sera incolore. On s'assure, du reste, que tout le nitrate de cuivre est bien décomposé en prélevant sur la matière fondue un petit échantillon au bout d'un agitateur de verre, on le dissout dans quelques gouttes d'eau distillée et l'on ajoute un peu d'ammoniaque : la présence du sel de cuivre sera décelée aussitôt par une coloration bleue, le bleu céleste.

La solution est filtrée, puis remise dans la capsule bien nettoyée, réduite à moitié sur feu doux, et par cristallisation elle donnera des cristaux d'azotate d'argent neutre; pour recueillir tout l'argent, on opérera comme il est dit plus haut, sans pousser trop loin les cristallisations, les eaux mères étant rejetées aux résidus.

94. L'azotate d'argent fondu s'obtient en mettant les cristaux dans la capsule et en chauffant doucement; il se produit d'abord une première fusion, la fusion aqueuse, qui s'accompagne de boursouflements si le feu est trop fort; peu à peu l'eau de cristallisation et l'acide libre s'évaporent et la masse prend une couleur rouge; on ne doit pas dépasser le rouge sombre, sinon partie du sel d'argent serait décomposée. On coule alors sur une plaque de marbre et on a ainsi par refroidissement une masse blanche qui est de l'azotate fondu et neutre.

1gr d'argent pur doit donner en moyenne 1,50 d'azotate d'argent anhydre.

95. *Traitement des résidus d'argent* (2). — Les résidus d'argent peuvent se diviser en trois classes :

1° Les bains d'argent où n'entrent pas de sulfures;

---

(1) L'azotate d'argent ne se décompose qu'au rouge.

(2) Nous complétons ici en détail les indications fournies dans la deuxième Partie. (*Voir* résidus d'argent et d'or, p. 180.)

2° Les bains sulfurés;

3° Les papiers sensibles, filtres, etc.

Les bains d'argent non sulfurés, vieux bains de sensibilisation du papier, eaux de lavage des épreuves, etc., sont réunis dans un flacon à large ouverture et on y verse une solution saturée de chlorure de sodium, ce qui donne du chlorure d'argent qui précipite; de temps à autre, on décante, avec une pipette à ampoule, le liquide surnageant; lorsqu'on en a réuni une quantité assez grande pour être traitée, on lave le précipité, on le met dans un flacon et on y met un poids égal de lamettes de zinc décapées au préalable, on verse sur le tout une solution d'acide sulfurique dilué à 10 %. Sous l'influence de l'hydrogène naissant et du couple voltaïque formé, le chlorure se dédouble peu à peu et la masse devient grise; en deux ou trois heures tout l'argent est précipité à l'état métallique. On lave le précipité par plusieurs décantations et l'argent, très pur, est prêt à être traité par l'acide azotique dans lequel il se dissout très rapidement à cause de son extrême division.

Les bains de fixage et au besoin tous les bains, si l'on ne veut pas s'astreindre à la division des produits, sont réunis dans un bocal et on y verse une solution concentrée de foie de soufre. On reconnaît que la quantité est suffisante, quand un échantillon du liquide ne précipite plus en noir avec la solution de foie de soufre. Il se dépose au fond du vase un précipité noir de sulfure d'argent mélangé de soufre; on décante le liquide clair et on continue à verser dans le récipient les vieux bains jusqu'à ce qu'on ait recueilli une quantité suffisante de précipité.

Avant de traiter le résidu, il est utile de le griller pour le débarrasser de l'excès de soufre; à cet effet, on le place après dessiccation dans une *coupelle* et l'on chauffe : le soufre ne tarde pas à fondre, puis à prendre feu en répandant des fumées d'acide sulfureux; aussi est-il utile d'opérer en plein air. On continue l'opération en brassant le mélange jusqu'à ce que tout le soufre soit brûlé : cette opération porte le nom de *grillage* en Chimie.

Le grillage achevé et le précipité refroidi, on le mélange à poids égaux avec du salpêtre fariné; on chauffe au rouge un creuset et l'on y projette par petites portions le mélange; on finit par un coup de feu pour agglomérer le métal.

Plusieurs auteurs recommandent plutôt de mettre, dans les vieux bains de fixage, une lame de cuivre sur laquelle se dépose l'argent par double décomposition : on gratte de temps à autre la lame et, lorsque l'on a recueilli assez d'argent, on en mélange 2 parties avec 1 partie d'acide borique et 1 partie de salpêtre; on fond au rouge dans un creuset, au fond duquel le métal se réunit en un culot.

Les chlorures d'argent peuvent être aussi réduits par la chaleur : 100 parties de chlorure sec sont mêlées avec 70 parties de craie et 4 parties de

charbon. On chauffe au rouge vif pendant une heure : le métal forme un culot au fond du creuset.

Les rognures d'épreuves, les épreuves manquées, les vieux filtres sont incinérés, puis, pour 4 parties de cendre, on ajoute 2 parties de salpêtre, 3 parties de carbonate de soude desséché et 1 partie de sable fin. On verse par petites portions dans un creuset au rouge, puis, lorsque le mélange est fondu, on remue avec une baguette de fer préalablement portée au rouge; quand le liquide est bien brassé, on donne un coup de feu et on laisse refroidir.

On retire l'argent des vieux clichés ou des plaques manquées, en réunissant la couche gélatineuse dans une grande coupelle de porcelaine où on la fait cuire dans un excès d'eau additionnée d'acide sulfurique. La gélatine se désagrège et forme un liquide boueux : on laisse reposer, tout l'argent se rassemble au fond; on décante la partie supérieure et le résidu mêlé à l'un des précédents résidus pour être traité par la chaleur.

96. *Chlorure d'or.* — Pour préparer le chlorure d'or, on met à réagir de l'eau régale sur de l'or pur; mais comme, le plus souvent, on a à traiter soit des résidus, soit des fragments d'or ouvré, vieux bijoux, etc. matières qui peuvent être alliées à de l'argent et à du cuivre, on doit procéder tout d'abord à l'épuration du métal.

L'or, quelle que soit sa provenance, est mis dans une capsule de porcelaine et on verse par-dessus un mélange de 3 parties d'acide chlorhydrique et 1 partie d'acide azotique (eau régale). On chauffe doucement en employant les procédés décrits plus haut pour la production de l'azotate d'argent : lorsque les vapeurs rutilantes ont cessé, on continue à chauffer doucement sur bain de sable, afin d'éviter les projections de matière. On évapore ainsi à siccité de manière à se débarrasser de tout l'acide. La masse, composée de chlorure d'or impur, est reprise par l'eau bouillante, puis on laisse refroidir. Si le liquide est laiteux, présence de chlorure d'argent, on filtre sur un tampon de laine de verre ou d'amiante; la liqueur claire est alors précipitée par une solution de sulfate ferreux à 10 °/₀. Il se forme un abondant précipité d'or brun; on verse le réactif goutte à goutte jusqu'à cessation du précipité. On place le tout sur un filtre et on lave le précipité à l'eau chaude, qu'on verse simplement sur le filtre. Cette opération a pour but de débarrasser l'or des dernières traces de sulfate ferreux; on reconnaît que le lavage est terminé lorsque l'eau de lavage ne donne plus de précipité avec le chlorure de baryum.

Le filtre est lavé dans de l'eau distillée et, par décantation, on réunit la poudre d'or. On la traite par l'eau régale à douce chaleur comme précédemment et on évapore à siccité; dans cette opération, on ne doit pas pousser trop loin l'action du feu et s'arrêter quand le sel tend à cristalliser, sinon,

une partie du sel passant à l'état de protochlorure insoluble, la matière brunirait. On a ainsi le perchlorure d'or acide en aiguilles jaune serin.

Pour obtenir le chlorure double de potassium ou de sodium, on redissout le perchlorure dans une petite quantité d'eau distillée et, par gramme de chlorure d'or, on ajoute $0^{gr},51$ de bicarbonate de potasse ou $0^{gr},73$ de carbonate de soude. Ces sels doivent être dissous dans très peu d'eau distillée et ajoutés par petites parties; il se forme à chaque addition une vive effervescence causée par le dégagement d'acide carbonique et, pour éviter les projections, il est bon de recouvrir la capsule d'un entonnoir (voir *fig.* 24).

La réaction finie, on évapore doucement pour faire cristalliser.

Tous ces sels d'or sont très déliquescents, il faut donc ne pas tarder à les mettre en flacon sec.

1^{gr} d'or donne $1^{gr},54$ de chlorure simple, $2^{gr},10$ de chlorure double de potassium et 2^{gr} de chlorure double de sodium.

97. *Traitement des résidus d'or.* — Les vieux bains de virage contiennent une certaine quantité d'or et d'argent, qui peut être facilement récupérée; dans ce but, les bains de virage sont réunis dans un récipient et, de temps à autre, on y verse quelques gouttes d'une solution de sulfate ferreux; il se forme un précipité rouge noir; puis au besoin on précipite l'argent avec une solution de foie de soufre et, après repos, on décante le liquide clair. Quand on a réuni une certaine quantité de résidu, on le lave à plusieurs eaux dans un filtre, puis on traite par l'eau régale; la liqueur est étendue d'eau et filtrée sur amiante : il passe une solution d'or et il reste sur le filtre les sels d'argent insolubles qu'on joint aux résidus.

La liqueur d'or est précipitée de nouveau par le sulfate ferreux; le précipité, séparé par décantation, est traité par l'eau régale comme il a été dit plus haut pour la fabrication du chlorure d'or.

98. *Chlorures de platine.* — Le chlorure de platine ou chlorure platinique se prépare comme le chlorure d'or, avec les mêmes précautions : lorsqu'on évapore à siccité, on ne doit pas dépasser la température de 200°, sans quoi le platine se dédoublerait à l'état métallique.

Le chloroplatinite de potasse se prépare en mélangeant du chlorure platineux avec du chlorure de potassium. On prépare le chlorure platineux en réduisant le chlorure platinique par une solution d'acide sulfureux : il se forme un précipité jaune de chlorure platineux qu'on lave et qu'on sèche; à 27 parties de ce chlorure, on ajoute 8 parties de chlorure de potassium, on dissout dans une petite quantité d'eau distillée et on laisse cristalliser; les cristaux réunis dans un entonnoir sont lavés à l'eau et séchés. Si on emploie l'alcool pour hâter la dessiccation, cette opération doit se faire en lumière rouge, sinon la matière organique, en présence de la lumière, réduirait le sel.

99. *Résidus de platine.* — Les épreuves au platine ne sont constituées que par une minime quantité du sel métallique déposé sur le papier; la plus grande partie du platine reste dans le révélateur : aussi, si l'on pratique ce procédé, somme toute assez cher, il sera bon de chercher à récupérer le métal précieux.

Les bains révélateurs ayant servi au développement sont réunis dans un ballon et chauffés au bain de sable presque à l'ébullition; on y verse alors, par petites fractions, une solution saturée de sulfate ferreux; la quantité à employer est d'environ le quart du volume des bains révélateurs traités. Sous l'influence réductrice du sulfate ferreux, le platine se déposera en une poudre noire qui, séparée par décantation et bien lavée, sera traitée comme il est dit plus haut pour obtenir du chlorure platinique. Le liquide décanté est de l'oxalate ferreux qui sera traité comme il est dit plus loin.

100. *Oxalate neutre de potassium.* — Lorsqu'on développe souvent au fer, soit les négatifs au gélatinobromure, soit les épreuves au platine, il sera avantageux de chercher à revivifier l'oxalate de potasse. Plusieurs méthodes ont été préconisées dans ce but; voici le procédé le plus commode.

Les vieux bains de développement de clichés, ou l'oxalate ferreux restant après extraction du platine, sont traités par une solution saturée de carbonate de potassium. Il se fait une vive effervescence d'acide carbonique et, en même temps, il se précipite une masse gélatineuse rougeâtre de sesquioxyde de fer, mélangé de carbonate de fer. On filtre; si la solution filtrée est encore colorée en brun, on rajoute du carbonate et on reverse sur le filtre; on répète l'opération jusqu'à ce que le liquide passe incolore. La solution contient un mélange d'oxalate neutre et de carbonate de potassium; on ajoute peu à peu une solution saturée d'acide oxalique jusqu'à réaction acide sur le papier de tournesol.

On évapore jusqu'à ce qu'il se forme une légère croûte cristalline et on laisse refroidir; les cristaux sont mis dans un filtre, lavés avec un peu d'eau distillée qu'on joint aux eaux mères, séchés et mis en flacon. Les eaux mères convenablement réduites donnent encore une nouvelle quantité de cristaux ou sont gardées comme solution saturée prête à être employée.

101. *Préparation de l'hydroquinone.* — Nous donnerons la préparation de l'hydroquinone, parce qu'elle constitue une manipulation assez simple et permet d'obtenir facilement un produit qui n'est pas toujours livré pur par le commerce; d'autre part, cette description pourra servir de type pour les préparations similaires.

Dans un ballon maintenu froid à l'aide d'un bain d'eau dans lequel on a mis quelques morceaux de glace, on verse 800^{cc} d'eau, puis, peu à peu, 160^{cc}

d'acide sulfurique. On attend que le mélange soit bien refroidi et on ajoute par petites portions 32gr d'aniline, enfin 70gr à 80gr de bichromate de potassium pulvérisé, jusqu'à ce que le précipité vert, qui se produit au début, se redissolve. La réaction terminée, on complète en versant sur le tout 300cc d'éther méthylique. On bouche le ballon, on agite à plusieurs reprises et on laisse reposer. Il s'opère bientôt une séparation entre les deux liquides : la partie supérieure est occupée par une solution éthérée de quinone qu'on décante à l'aide d'un siphon. On fait évaporer à l'air libre ([1]) dans une capsule de porcelaine.

Lorsque la plus grande partie de l'éther est évaporé, on ajoute une solution saturée et fraîche d'acide sulfureux, environ 200cc, et on fait bouillir au bain-marie; on continue l'ébullition jusqu'à ce que toute l'eau se soit évaporée et il reste une masse cristalline d'hydroquinone qu'on renferme de suite dans un flacon bien bouché pour éviter toute suroxydation.

102. *Préparation de l'acide gallique.* — La préparation la plus simple de l'acide gallique consiste à faire infuser pendant une heure 250gr de noix de galle pulvérisées dans 500cc d'eau bouillante. On verse sur un entonnoir garni d'un morceau de calicot, et une fois tout le liquide passé, on exprime le résidu par torsion, puis on filtre le tout sur papier. On ajoute 15gr d'acide sulfurique étendu de quatre fois son poids d'eau et l'on fait bouillir, au bain de sable, dans un matras. On laisse refroidir et l'acide cristallise en aiguilles soyeuses. On purifie en dissolvant les cristaux dans 150cc d'eau bouillante, on filtre à chaud et on laisse cristalliser.

103. *Préparation de l'acide pyrogallique.* — On a indiqué de nombreuses façons de préparer l'acide pyrogallique, la plus simple est la suivante :

On verse dans un ballon 300 parties d'acide gallique et 960 parties de glycérine pure; le col du ballon est garni d'un bouchon percé de 2 trous, l'un muni d'un tube recourbé pour l'évacuation des gaz, l'autre d'un thermomètre tige. On chauffe le ballon au bain de sable vers 200° et l'on maintient la chaleur jusqu'à ce que le dégagement d'acide carbonique cesse; il faut environ une heure. On obtient ainsi une solution concentrée de pyrogallol à 100 parties d'acide pour 480 de liquide. Cette solution, qui se conserve bien, pourra servir à faire les bains; on pourra au besoin en extraire le pyrogallol par concentration et cristallisation.

104. *Préparation du chlorhydrate d'hydroxylamine.* — Parmi les nombreux procédés proposés, le suivant, dû à Lossen, est le plus simple; il con-

---

([1]) Ne jamais évaporer en laboratoire fermé, les vapeurs d'éther formant avec l'air un mélange détonant.

siste essentiellement à faire agir l'hydrogène naissant sur l'azotate d'éthyle.

Dans un ballon de verre on met 50 parties d'éther azotique (azotate d'éthyle), 120 parties d'étain et 500 parties d'acide chlorhydrique (D = 1,12); la masse ne tarde pas à s'échauffer sans qu'il y ait cependant production d'hydrogène libre. On laisse réagir pendant environ une demi-heure, puis on porte à l'ébullition pour chasser l'alcool et l'on précipite l'étain par un courant d'hydrogène sulfuré; on s'arrête quand il ne se forme plus de précipité noirâtre. On filtre et l'on concentre à moitié. Le liquide en refroidissant abandonne des cristaux mélangés de chlorure d'ammonium et de chlorhydrate d'hydroxylamine. Les cristaux sont séchés et repris par l'alcool bouillant qui ne dissout que le dernier sel; on filtre sur tampon d'amiante et on laisse cristalliser.

CHAPITRE IV.

PRINCIPALES MANIPULATIONS PHOTOGRAPHIQUES.

Dans ce Chapitre, nous étudierons les diverses manipulations qui permettent de préparer les émulsions sensibles, etc. Nous indiquerons ces manipulations dans leurs grandes lignes, nous contentant de résumer ensuite les principales formules.

105. *Les formules.* — Avant toute chose, il est utile de contrôler chimiquement les formules qui sont données et ce contrôle s'opère de la façon la plus simple : trop souvent on indique des proportions de composants qui ne peuvent entrer en solution; nous signalerons, par exemple, l'alun qui est souvent formulé en solution à 10 et même 15 °/₀, tandis que la solubilité de ce sel est de 8 à 9 °/₀ à la température ordinaire.

Il y a donc lieu, toutes les fois qu'une formule est donnée, de la convertir à une quantité d'eau égale à 100 ou un multiple de 100 (¹); par ce premier travail, on s'aperçoit souvent que plusieurs formules qui semblent très différentes de proportions ne sont que des variantes ou multiples d'une formule type. Cette conversion est très rapidement faite, il suffit de déterminer le rapport de la quantité d'eau donnée à 100 ou à 1000^{cc} et de multiplier les termes de la formule par la valeur de ce rapport exprimé en nombre décimal.

Cette opération terminée, il est facile de s'assurer si les solubilités sont exactes et s'il y a possibilité d'appliquer la formule.

D'autre part, les divers composants ne doivent pas être mélangés en un ordre quelconque, car il pourrait se produire des réactions secondaires dont la conséquence serait de faire manquer l'opération. Si, par exemple, dans la préparation d'un révélateur complet, on fait fondre les carbonates dans l'eau puis le réducteur et qu'on ajoute ensuite le sulfite, il se sera formé des sels alcalins avec le réducteur, le sulfite n'aura plus d'action et le révélateur sera inapte à développer les clichés.

(¹) Il est à noter que cette réduction des formules à une quantité toujours la même, 100 ou 1000, du principal dissolvant a été recommandée par le Congrès photographique de Bruxelles et nous avons toujours constamment formulé nos bains sous cette forme dans le Dictionnaire.

I. — Collodion humide.

106. *Collodion normal.* — Le collodion normal est une solution de pyroxyline dans l'alcool éthéré; pour préparer ce produit, on introduit dans un flacon bien sec le pyroxyle et la quantité d'alcool nécessaire; on laisse en contact pendant au moins une heure, en ayant soin de bien séparer les fibres, si l'on opère avec du coton résistant, ou d'agiter de temps à autre, si l'on se sert de coton à haute température. Le coton se ramollit et se pénètre d'alcool sans se dissoudre; on ajoute par petites portions l'éther, dont on majore la quantité de $\frac{1}{10}$ environ pour compenser les pertes dues à l'évaporation et l'on secoue à plusieurs reprises : le coton ne tarde pas à entrer en solution, mais le collodion ne sera bon qu'après un repos d'au moins 24 heures. Au bout de ce temps les parties de pyroxyle non soluble se seront réunies dans le fond du flacon et l'on décantera la partie claire.

D'autres auteurs, et particulièrement M. Davanne, prescrivent d'opérer de la façon inverse, c'est-à-dire de faire gonfler le pyroxyle dans l'éther, puis d'ajouter peu à peu l'alcool.

L'une et l'autre méthode est recommandable; elles sont toutes deux basées sur ce principe que l'un des dissolvants doit être employé pour écarter les fibres et bien les pénétrer, de manière que la solution se fasse d'une manière plus égale en présence du second dissolvant.

Nous employons constamment le mot *dissolution,* mais il est à noter que le coton ne se dissout pas à proprement parler, il se gonfle et se feutre seulement sous l'action du mélange éthéré, reprenant en partie sa première forme après l'évaporation de l'alcool et l'éther, ce qui est facile à constater à l'aide d'un microscope.

Les formules de collodion normal ont beaucoup varié, nous résumons ici les principales.

	(1).	(2).	(3).	(4).
Coton-poudre	1 à 2gr	20	2,25	5
Éther sulfurique	600cc	500	160	75
Alcool rectifié	300cc	250	40	20

(1) Davanne, (2) Fabre, (3) Bareswil, (4) Codex.

En réduisant à 1000 la quantité de dissolvant ces formules deviennent :

	(1).	(2).	(3).	(4).
Coton-poudre	11,3 à 14gr	22,6	11,25	52,6
Éther sulfurique	660cc	660	800	790
Alcool rectifié	340cc	340	200	210

107. *Essai des dissolvants.* — L'alcool doit marquer 40; on ne se servira que d'alcool de vin : les autres alcools contiennent des matières résineuses nuisibles à la conservation du collodion, surtout lorsqu'il est ioduré. Il ne doit pas être acide, sinon il sera utile de le distiller sur de la chaux vive;

s'il contient des substances empyreumatiques, on peut l'en débarrasser en y versant 10 % d'huile de colza pure avec laquelle on le laisse digérer quelques heures, en agitant de temps à autre, puis on distille, sans pousser trop loin l'opération.

L'éther doit avoir une densité de 0,72 (60 à 62 B.); on reconnaît qu'il est apte à faire un bon collodion lorsqu'il répond aux conditions suivantes : odeur franche et agréable; évaporé sur une lame de verre, il ne laisse aucun résidu solide ou liquide odorant (eau ou huile empyreumatique); agité avec une dissolution alcoolique d'iodure de potassium, il ne doit pas se colorer; inversement avec l'eau bromée il doit se teindre en jaune.

Nous citerons, pour mémoire, que l'on a recommandé l'emploi de l'esprit de bois, ajouté en petite quantité à l'alcool éthéré (Spiller); mais un tel collodion est en général plus lent à faire prise et se conserve moins bien.

108. *Collodion sensibilisé.* — On appelle improprement *collodion sensibilisé* un collodion renfermant des bromures et iodures; dans les articles relatifs à ces corps, nous avons donné leurs qualités particulières, nous n'y reviendrons pas; quant aux formules, elles sont très nombreuses; nous nous contenterons de citer les principales.

La préparation se résume à faire dissoudre les iodures et bromures dans un mélange d'alcool éthéré, qu'on ajoute au collodion normal; après agitation, on laisse reposer et au bout de quelques jours on décante la partie claire.

Collodions sensibilisés (¹).

	(1).	(2).	(3).	(4).	(5).	(6).	(7).	(8).
Coton-poudre	8 à 10	50	1,10	1	1	4 et 5*	2	15,5
Éther	600	300	65	50	50	150	50	500
Alcool	400	200	35	50	50	150	50	400
Iodures d'ammonium	4	1,75		0,50	0,50	»	1	4,70
» de cadmium	6	1,75	0,90	0,50	0,50	2	»	7,8
» potassium	2	1	»	»	»	»	»	»
» strontium	»	»	»	»	»	4	»	»
Bromures d'ammonium	»	0,50			0,50	2	0,4	»
» de cadmium	3	0,50	0,40	0,25	»	»	»	»
» de potassium	»	0,25	»	»	»	»	»	»
Chlorures de calcium	»	»	»	»	»	»	»	»
» sodium	»	»	»	»	»	»	»	1,60
» cadmium	»	0,05	»	»	»	»	»	»
Eau	»	»	»	»	»	»	5	»

(1) Bayard, (2) Cte Aguado, (3) Fierlants (reproduction de tableaux), (4) Perrot de Chaumeux, (5) Monckhoven, (6) Liesegang (4^gr de papyroxyle et 5^gr de coton-poudre), (7) Hébert, (8) Institut géographique de Vienne.

(¹) Les sels sont exprimés en ^gr, l'alcool et l'éther en ^cc. En général, on ajoute quelques paillettes d'iode pour ambrer le collodion. Nous donnons les formules telles qu'elles ont été indiquées sans les réduire à 1000 de dissolvant.

En résumé les proportions d'un collodion moyen comprennent pour 100^{cc} :

Éther	66^{cc}
Alcool	34^{cc}
Pyroxyle	1^{gr} à 1,20
Iodures	0,80 à 1
Bromures	0,40 à 0,20

Nombre de substances ont été ajoutées au collodion, soit pour le rendre plus fluide ou plus épais, plus rapide ou plus lent, ou pour lui donner des propriétés orthochromatiques.

II. — Collodion sec.

109. *Principes généraux.* — Le procédé au collodion sec consiste essentiellement à former sur une glace une couche sèche de collodion contenant un sel haloïde d'argent pur. Comme l'iodure d'argent n'est impressionné par la lumière qu'à la condition d'être en présence d'une certaine quantité de nitrate libre, on ne peut employer comme haloïde que le bromure.

La formation du bromure d'argent ne pouvant se produire que par double décomposition, il y a lieu de séparer par lavage les azotates alcalins formés, qui, au séchage, cristalliseraient sur la plaque et amèneraient des piqûres et des soulèvements.

Enfin il est reconnu que les cotons-poudre à basse température donnent des couches très tenaces, mais qui manquent de porosité lorsqu'elles sont sèches; il est donc utile de faire un mélange de cotons-poudre à basse et à haute température.

D'autre part, les sels d'argent ayant tendance à former avec les matières organiques un sel qui noircit spontanément, il y a lieu d'imprégner la plaque d'un composé empêchant, ou tout au moins retardant, cette combinaison : c'est ce qu'on nomme les *préservateurs*.

Le titre du bain d'argent doit être plus élevé par suite de l'équivalence des bromures; la formation de ces derniers étant plus lente que celles des autres haloïdes, la sensibilisation devra être prolongée; enfin le bain d'argent devra être franchement acide pour prévenir la formation des combinaisons organiques.

Les développements alcalins conviendront mieux.

110. *Préservateurs.* — Deux sortes de préservateurs sont employés; les uns, mélangés directement au collodion, ont pour but de rendre la couche plus poreuse, ce sont des préservateurs physiques. La résine, l'ambre, la gomme, le miel, le benjoin, la graine de lin, etc., ont été préconisés tour à tour.

Les préservateurs chimiques ont pour but de former avec la cellulose une combinaison qui l'empêchera de se décomposer; tous ces préservateurs sont à base de tanin.

111. *Mode opératoire.* — La glace est collodionnée par les moyens habituels, puis mise au bain d'argent; lorsque les taches graisseuses (alcool) ont disparu, on lave dans un bain d'eau distillée, puis on rince dans un second bain, on verse le préservateur sur la couche, on rince à grande eau et on fait sécher.

112. *Formules.* — Les formules sont très nombreuses, nous les résumons ci-dessous [1] :

I. — *Collodion.*

	A.	B.	C.
Coton-poudre haute température	2,50	9 à 12	4
Iodure de cadmium	2	»	»
Bromure de cadmium	4	35	4
Bromure d'ammonium	1,50	»	3
Solution de chlorure de cuivre à 4 %.	»	10	»
Alcool	150	350	90
Éther	150	650	150

(B) Jeanrenaud.

II. — *Bain d'argent.*

		(B).
Azotate d'argent	15	20
Eau	100	100
Acide acétique	10	»
Acide citrique	0,50	»
Acide azotique	»	3 gtte

III. — *Préservateurs.*

Eau	100	100	100	500
Tanin	3	»	»	12,5
Alcool	5	»	20	50
Acide phénique	0,1	»	»	»
Café brûlé	»	10	»	»
Sucre candi	»	2	»	»
Thé noir	»	»	4	»
Dextrine	»	»	»	25

[1] *Voir* pour les manipulations complètes, qui sont assez délicates, notre traité sur les *Positifs sur verre*. Paris, Gauthier-Villars et fils, 1892.

III. — Émulsions au collodion.

113. *Principe.* — Les procédés aux émulsions reposent sur le principe suivant : former dans le collodion du bromure d'argent, enlever par lavages les sels inutiles formés par double décomposition, sécher et garder les pellicules obtenues dans l'obscurité; au moment de l'emploi, dissoudre ces pellicules dans le mélange d'alcool éthéré et procéder comme pour le collodion sec.

114. *Préparation.* — Tous les collodions peuvent servir en général pour la préparation des émulsions, mais plus particulièrement les collodions contenant du coton à haute température; plus poreux, il se laissera mieux pénétrer par les liquides de développement.

La préparation des émulsions se fait soit au bain, soit par émulsion directe; dans le premier cas, le collodion est mis à faire prise dans une grande cuvette; lorsqu'il est à peu près évaporé, on le recouvre d'un bain d'argent et on laisse agir jusqu'à ce que la réaction soit terminée, ce qui se reconnaît à la teinte opaline que prend la couche; on verse le bain d'argent, puis avec une spatule de verre, on réduit la couche collodionnée en menus fragments et on lave à plusieurs reprises avec de l'eau distillée; vers la fin des lavages, on fait agir un bain préservateur, suivi de lavages, et la pellicule bien sèche est mise en flacon.

Le procédé par émulsion directe consiste à préparer une solution de nitrate d'argent faite avec le minimum d'eau possible et étendue d'alcool. Cette solution est versée dans un collodion convenable et à chaque addition on agite fortement pour aider la réaction. Dans une telle émulsion, il ne doit pas rester de nitrate d'argent libre, sinon il formerait avec le pyroxyle un sel organique peu stable, qui en se décomposant au cours de la conservation rendrait l'émulsion inerte ou tout au moins très sujette au voile. Il est facile, en se servant des Tables données dans le Dictionnaire, de déterminer la quantité d'argent utile; en tous cas, une fois l'émulsion faite, il est bon d'y ajouter goutte à goutte un chlorure qui précipitera les dernières traces de nitrate. L'émulsion finie il est utile de la conserver quelque temps à l'état liquide en lieu obscur : il se produit des réactions secondaires non encore bien définies, qu'on désigne sous le nom général de *maturation*, et au cours desquelles le collodion prend plus de sensibilité.

L'émulsion ayant été ainsi mûrie, on la fait couler en un mince filet dans une grande terrine pleine d'eau; le coton se sépare de ses dissolvants en entraînant le bromure d'argent insoluble et abandonnant à l'eau les azotates alcalins formés. Le précipité est lavé sur un filtre, séché et conservé

jusqu'au moment de l'emploi en flacon noir; on le dissout dans le mélange éthéré.

Toutes ces manipulations doivent se faire dans un laboratoire très ventilé, qui ne doit s'éclairer que par le dehors, car les vapeurs d'éther, dangereuses à respirer, forment avec l'air un mélange détonant qui s'enflamme au contact de la plus faible flamme.

Nous insistons peu sur ces procédés, complètement abandonnés depuis l'adoption du gélatinobromure, qui n'est en réalité que le même procédé dans lequel le collodion est remplacé par de la gélatine.

115. *Formules.* — Nous donnerons cependant ici quelques-unes des formules qui ont eu le plus de succès.

	A.	B.	C.	D.	E.
Coton-poudre	2	7	2,5	12	2,5
Éther	50cc	120	67	250	113
Alcool	50cc	120	33	250	78
Bromure de cadmium	2	»	»	»	»
» lithium	»	5	»	»	»
» ammonium	0,50	»	»	»	»
» cadmium et d'ammonium.	»	»	1	»	»
» de zinc	»	»	1	12	5,5
Iodure d'ammonium	0,40				
Chlorure de cobalt	0,40		0,5		
Azotate d'argent	10	11	3,15	21	8,5
Azotite de potasse	1	»	»	»	»
Eau	100	»	10	30	»
Alcool	»	»	25	70	35
Alcoolat de savon	»	»	»	»	2

A émulsion au bain de Carey Lea, B Liesegang, C Chardon, D Monckhoven, E Anthony.

IV. — Émulsions à la gélatine.

Les émulsions à la gélatine se divisent en émulsion au bromure et émulsion au chlorure d'argent; on les nomme par abréviation *gélatinobromure* et *gélatinochlorure*. Nous indiquerons ici plus particulièrement les méthodes de préparation de laboratoire ou d'amateur, la fabrication industrielle étant à peu de choses près faite de même.

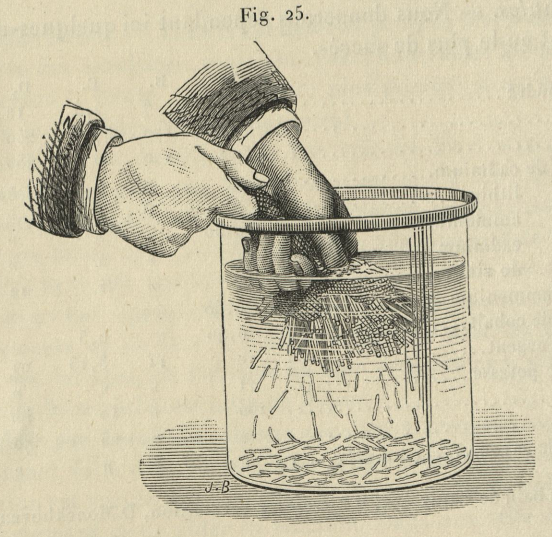
116. *Gélatinobromure.* — Une émulsion au gélatinobromure consiste essentiellement en un précipité de bromure d'argent, en poudre fine, tenu en suspension dans de la gélatine. Le précipité s'obtient par double décomposition en ajoutant du nitrate d'argent à une solution chaude de gélatine, contenant un bromure soluble alcalin (ammonium, potassium ou lithium). Il y a lieu ensuite de se débarrasser des azotates alcalins formés, qui cris-

talliseraient dans la couche, et de rendre l'émulsion plus sensible par cette opération particulière, la *maturation,* qui donne au bromure d'argent ses qualités de rapidité, mais en augmentant il est vrai la grosseur du grain.

Voici un mode opératoire, assez simple en somme, qui peut permettre à l'amateur de fabriquer lui-même une très bonne émulsion.

On prend $12^{gr},50$ de gélatine dure qu'on met dans une quantité d'eau suffisante pour la recouvrir et qu'on laisse gonfler à froid pendant environ une heure. Dans un ballon de verre on verse 100^{cc} d'eau distillée et $12^{gr},5$ de bromure d'ammonium; après dissolution on ajoute 2^{gr} de gélatine demi-

Fig. 25.



Lavage de l'émulsion.

dure de Nelson; la gélatine doit être bien couverte par la solution, dans laquelle on la laisse gonfler pendant une demi-heure. D'autre part, on dissout $18^{gr},5$ d'azotate d'argent dans 100^{cc} d'eau, et l'on ajoute goutte à goutte de l'ammoniaque concentrée, jusqu'à ce que le précipité noir brun de nitrate ammoniacal d'argent soit redissous. Si l'on avait employé trop d'ammoniaque, il suffirait d'agiter à l'air pour faire évaporer l'excès du gaz, la solution ne devant avoir qu'une très légère odeur ammoniacale. On rejette l'excès d'eau non absorbée par la gélatine dure et on fond celle-ci au bain-marie à 60°; d'autre part, on fait fondre vers 50° la gélatine bromurée. Toutes ces opérations ont pu être faites en pleine lumière, dès que tout est préparé à ce point, on doit opérer dès lors dans le laboratoire éclairé à la lumière rouge. On verse peu à peu la solution de nitrate d'argent dans le ballon contenant la gélatine bromurée qu'on a laissé légèrement refroidir;

à chaque addition d'azotate on agite vigoureusement le ballon. La gélatine prend un aspect laiteux; dès que tout le nitrate est bien émulsionné, on ajoute la gélatine dure fondue, en agitant à chaque addition et l'on maintient le tout au bain-marie pendant une heure à la température de 40°. On doit de temps à autre secouer le flacon pour empêcher la formation de trop gros grains. La température ne doit pas dépasser 40°, sinon la gélatine est attaquée et l'émulsion n'est plus apte à mûrir. On surveille l'opération en prenant de temps à autre une goutte de la solution qu'on dépose sur une lame de verre et qu'on examine par transparence; elle a d'abord une couleur saumon, qui tourne peu à peu au bleu, puis au bleu verdâtre. A ce point l'émulsion est versée dans une cuvette en porcelaine où on la laisse prendre en gelée, ce qui demande environ une heure. On divise la masse en menus fragments à l'aide d'une cuillère d'argent ou d'une spatule de verre et l'on met ceux-ci dans un carré de grosse mousseline qu'on fait tremper dans un flacon à large goulot plein d'eau froide. En tordant la mousseline et en la pressant, l'émulsion sort en minces vermicelles qu'on recueille sur une seconde mousseline placée sur un autre bocal plein d'eau. L'émulsion doit tremper complètement dans l'eau; de cinq en cinq minutes on fait écouler l'eau et on la remplace par de nouvelle. Toute cette manipulation a pour but de débarrasser l'émulsion des azotates alcalins et même de l'azotate d'argent, s'il était en excès. On exprime alors autant que possible l'eau, on met l'émulsion lavée dans un flacon et l'on verse par-dessus la moitié de son poids d'alcool; on laisse digérer cinq ou six minutes, puis on exprime l'excès d'alcool, et l'on fond à 40° l'émulsion dans une coupelle de porcelaine; la gélatine bien fondue est mise à mûrir pendant cinq ou six jours dans l'obscurité; il ne reste plus ensuite qu'à fondre de nouveau et à étendre sur glace.

117. *Gélatinochlorure.* — Les émulsions à la gélatine chlorurée se préparent de deux manières : les unes, contenant un excès d'azotate d'argent, se tirent au châssis et donnent une image visible, qu'on vire et qu'on fixe par les procédés habituels des positifs.

Les autres, au contraire, ne contiennent que du chlorure d'argent, ne demandent qu'une exposition très rapide au châssis, suivie d'un développement. Les premières servent à faire des papiers aristotypes, les secondes des glaces transparentes pour projections, stéréoscopes, etc.

Dans le premier cas, on doit employer une quantité de chlorure alcalin insuffisante pour précipiter tout l'azotate d'argent; dans le second, au contraire, on cherche à avoir un excès de chlorure.

118. *Gélatinochlorure pour tirage direct.* — Ces émulsions étant, comme le papier albuminé chloruré, d'une conservation difficile, par suite

de la formation d'un sel organique entre la gélatine et l'azotate d'argent, on retarde cette réaction en ajoutant un citrate alcalin. Le chlorure et le citrate sont fondus dans une petite quantité d'eau, dans laquelle on fait gonfler la gélatine, on fond à douce chaleur, puis on émulsionne en versant peu à peu le nitrate d'argent en solution; on maintient à 40° l'émulsion formée, pendant une demi-heure, puis on laisse refroidir jusque vers 25°, on précipite la gélatine à l'aide d'alcool; il se dépose une masse pâteuse formée par la gélatine et le chlorure d'argent; les sels alcalins se dissolvant dans l'alcool, ce dernier est décanté, puis on lave une seconde fois avec de l'alcool pur en agitant à plusieurs reprises; on laisse le précipité se déposer, on décante l'excès d'alcool; on sèche l'émulsion, puis on la fond dans une petite quantité d'eau et l'on étend sur verre ou sur papier.

Le lavage à l'alcool est très rapide, mais a l'inconvénient d'être onéreux, bien qu'on puisse le récupérer comme nous l'avons dit plus haut; on peut aussi employer le lavage à l'eau, comme il a été expliqué pour le gélatinobromure.

119. *Gélatinochlorure pour tirage par développement.* — Les opérations sont absolument les mêmes, seules les formules diffèrent en ce sens qu'elles doivent contenir un excès de chlorure alcalin.

120. *Manipulations générales.* — Nous résumerons en quelques mots les principales observations relatives aux émulsions à la gélatine.

121. *Émulsion.* — L'azotate d'argent doit toujours être versé par petites portions dans la gélatine chlorurée ou bromurée et à chaque addition on secoue fortement l'émulsion, sinon le précipité d'argent se ferait en gros grumeaux, se disséminant mal dans la gélatine, et plus tard il aurait tendance à se réunir au fond de la solution.

122. *Fusion.* — La gélatine ne doit pas être portée à une température trop élevée, on doit s'arrêter exactement au point de fusion, sinon la gélatine prendrait une forme nouvelle, la *métagélatine :* dans cet état elle reste sirupeuse et ne prend plus en gelée; aussi, lorsqu'on doit opérer la maturation par coction, est-il indispensable de n'employer que la plus petite quantité possible de gélatine; le complément est ajouté à l'émulsion lorsque celle-ci est finie et au moment de l'étendre sur glace. C'est à la présence de la métagélatine qu'on doit attribuer le plus souvent les décollements partiels ou complets de la couche.

123. *Filtrages.* — Les solutions de gélatine se filtrent parfaitement à chaud sur le papier, les émulsions se filtrent sur laine de verre ou sur

coton-poudre; les filtrages sont absolument indispensables pour rendre la couche homogène.

124. *Maturation.* — La maturation, qui n'est utile que pour le gélatino-bromure, se fait par trois procédés principaux :

1° *Procédé à l'ammoniaque*, qui consiste à ajouter de l'ammoniaque à l'émulsion et à faire cuire celle-ci pendant une demi-heure environ à la température de fusion. On ajoute directement l'ammoniaque ou, comme nous l'avons indiqué, on rend l'azotate d'argent ammoniacal en le précipitant par ce corps et redissolvant le précipité par excès de réactif.

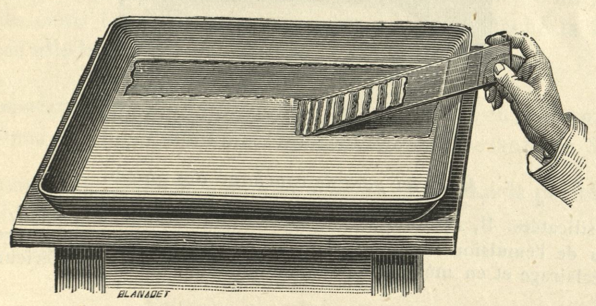
2° *Procédé par coction :* l'émulsion formée est cuite à l'ébullition (100°) pendant une heure ou deux, puis refroidie.

3° *Procédé à froid :* l'émulsion obtenue est mise à mûrir dans un endroit obscur, où on la laisse plusieurs jours jusqu'à formation du bromure vert; dans ce cas, il est bon de recouvrir l'émulsion d'une couche d'alcool pour prévenir les moisissures.

On reconnaît que la maturation est achevée, lorsque le bromure d'argent a pris une teinte d'un jaune verdâtre.

125. *Lavages.* — Lorsque l'émulsion est prête, on la fond en ajoutant le complément de gélatine, on mélange exactement les deux solutions et l'on coule dans une cuvette en porcelaine où on la laisse prendre en gelée. Ce

Fig. 26.



Découpage de l'émulsion.

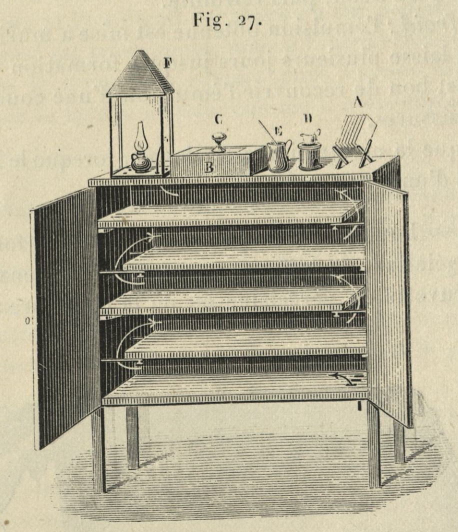
résultat obtenu, on la découpe soit avec une cuillère d'argent, soit avec une lame de verre, en menus fragments qu'on jette dans une mousseline à mailles un peu larges, à travers lesquelles on la fait passer par compression. Grâce à cette division de la matière, l'eau peut plus facilement dissoudre les sels alcalins; ce lavage doit être fait avec le plus grand soin, la conservation des plaques dépendant essentiellement de la pureté du produit.

Une excellente méthode pour s'assurer que les lavages sont exactement

faits consiste à mettre dans l'émulsion, avant la coulée, 10^{cc} d'une solution de bichromate à 2 %. Ce sel aura d'abord pour avantage de détruire toute trace d'impression lumineuse antérieure sur le sel d'argent, et par suite évitera les voiles, d'autre part il servira d'indicateur au cours des lavages; en effet, lorsque ceux-ci auront été exécutés, on prélèvera une petite quantité de l'eau extraite de la gélatine et l'on y versera une goutte de solution de nitrate d'argent à 5 % : le lavage sera achevé lorsqu'il ne se produira pas de précipité orange de chromate d'argent.

126. *Étendage des plaques.* — Cette opération n'est pratique pour les amateurs que lorsqu'il s'agit de petites surfaces; dans l'industrie on emploie

Fig. 27.



Matériel pour le couchage des glaces.

A, glaces silicatées. B, réservoir d'eau chaude pour tiédir les glaces. C, ventouse. D, fusion de l'émulsion. E, reliquat de l'émulsion. F, lanterne à verre rouge servant à l'éclairage et en même temps à la ventilation de l'étuve inférieure.

un appareillage assez compliqué sans lequel il n'est pas possible d'avoir une couche homogène et d'égale épaisseur.

Quoi qu'il en soit, nous donnerons un mode de préparation pratique pour les amateurs : les glaces sont bien nettoyées et au besoin recouvertes d'une solution de silicate de soude à 2 % afin d'empêcher les décollements ultérieurs. On doit avoir préparé une table, ou une série de tablettes exactement de niveau, sur laquelle on déposera les plaques pour faire prise.

L'émulsion additionnée de la quantité convenable d'eau est fondue au bain-marie dans une petite cafetière en porcelaine à tubulure latérale dite

verseuse. La plaque légèrement chauffée est tenue par un coin, ou mieux à l'aide d'une ventouse et l'on y verse l'émulsion, qui ne doit être fondue qu'à la température exacte de fusion, c'est-à-dire non loin de la prise. L'émulsion est répandue à la manière du collodion; une fois la glace recouverte, on l'incline de divers côtés par un balancement très doux jusqu'à ce qu'elle tende à faire prise; à ce moment on la place sur la table de niveau, et on procède à une nouvelle opération. Dès que les glaces ont fait prise, on les met dans un séchoir. Parmi les nombreux modèles établis, nous signalerons celui qui est indiqué par la figure ci-dessus, dont la légende donne suffisamment l'explication.

En général, on doit compter que pour couvrir un 13 × 18, il faut environ 10cc d'émulsion.

Le séchage demande deux heures environ pour le gélatinochlorure qui est toujours étendu en couche mince, et quatre heures au plus pour le gélatinobromure; on peut hâter la dessiccation en mettant vers la fin de l'opération une boule d'eau chaude dans le séchoir.

127. Si l'émulsion doit être étendue sur papier, on procédera de la même façon; la couche sera déposée sur un verre très propre, non silicaté; lorsque la prise en gelée sera obtenue, on recouvrira la glace d'une feuille de bon papier, humide, coupé de même hauteur que la glace, mais plus large, de manière que les deux bords opposés puissent être rabattus en dessous de la glace. A l'aide d'une raclette de caoutchouc, on étend doucement le papier et l'on fait sécher comme précédemment. Le séchage fini, on coupe d'un trait de canif les deux bords en excès, et l'on détache la feuille qui entraîne avec elle la couche de gélatine.

128. *Formules.* — Nous compléterons ces indications en donnant quelques formules. Dans ces formules nous séparons les composants en 3 parties :

A. La quantité de gélatine à ajouter à l'émulsion pour la parfaire.
B. La solution gélatineuse bromurée ou chlorurée.
C. La solution de sel d'argent.

Émulsion au gélatinobromure.

		(1).	(2).	(3).	(4).	(5).
A. Gélatine dure	12,50	30	15	18	30	»
Eau	q. s.	500	q. s.	120	q. s.	»
B. Eau	100	200	230	20	300	500
Gélatine demi-dure	2	20	25	1	12	220
Bromure d'ammonium	12,5	20	»	»	18	»
Bromure de potassium	»	»	24	8	»	45
Iodure de potassium	»	0,6	0,8	0,2	»	3
Carbonate d'ammoniaque	»	»	»	1	»	»

		(1).	(2).	(3).	(4).	(5).
C. Azotate d'argent............	18,5	30	30	10	270	75
Eau........................	100	125	230	40	150	250
Ammoniaque.................	q.s.	»	q.s.	4	»	»
Acide nitrique.............	»	1 à 2gtt	»	2gtt	»	»
Acide citrique.............	»	»	3	»	»	»
Alcool.....................	»	»	»	50	»	»

(1) Eder, (2) Eder, (3) Sresniewski, (4) Audra, (5) Formule pour le papier (on ne fait pas mûrir).

L'abréviation q. s. (*quod sufficit*), pour l'eau, signifie que la quantité employée doit être celle que la gélatine a absorbé en gonflant.

L'abrévation q. s. pour l'ammoniaque signifie qu'on doit mettre du réactif jusqu'à ce que le précipité formé se dissolve.

Émulsion au gélatinochlorure par développement.

		(1).	(2).	(3).
A. Gélatine demi-dure.......	8gr	25gr	20gr	»
Eau.......................	q.s.	250	q.s.	»
B. Eau....................	100cc	200cc	100cc	200cc
Gélatine tendre...........	2gr	25gr	4gr	20gr
Chlorure d'ammonium.......	3	»	»	»
Chlorure de sodium........	»	14	2	7
Bromure de potassium......	»	»	4	»
Acide citrique............	»	»	10	»
C. Nitrate d'argent.......	7	30	10	15
Ammoniaque................	20gtt	»	»	»
Eau.......................	50cc	50cc	150cc	100cc
Acide chlorhydrique.......	»	2gtt	»	»
Acide citrique............	»	»	10	»

(1) On ajoute l'eau nécessaire pour faire un litre d'émulsion. (2) Villington, on ajoute l'eau nécessaire pour faire un demi-litre. (3) Davanne.

Émulsion au gélatinochlorure, tirage direct.

	(1).	(2).	(3).	(4).	(5).	(6).	(7).
A. Gélatine................	16	100	175	»	80	37	100
Eau.......................	168	2000	q.s.	»	q.s.	400	q.s.
B. Eau....................	48	»	800	1600	1200	300	250
Gélatine..................	»	»	»	100	20	36	50
Chlorure de sodium........	4	»	»	»	»	»	»
Citrate de potassium......	4	15	»	»	»	»	»
Chlorure d'ammonium.......	»	10	16	10	6	7,5	»
Chlorure de lithium.......	»	»	»	»	»	»	0,8
Tartrate double de sodium..	»	»	50	»	»	20	»
Azotate de potasse........	»	»	»	15	15	»	»
Oxalate de potasse........	»	»	»	»	10	»	»
Acide tartrique...........	»	»	»	»	»	»	0,6

	(1).	(2).	(3).	(4).	(5).	(6).	(7).
C. Nitrate d'argent	15	50	75	50	50	30	4
Eau	48	25	800	320	320	300	»
Alun de chrome	0,2	»	»	»	»	»	»
Alcool	»	»	120	»	»	100	»
Glycérine	»	»	»	»	»	»	20

(1) Abney. (2) Étendre l'émulsion à 2 litres et demi. (3) Barker, 2 litres d'émulsion. (4) Davanne, étendre l'émulsion à 2 litres et demi. (5) Formule pour 2 litres et demi. (6) Tylar. (7) Papier genre aristotype.

OPÉRATIONS PHOTOCHIMIQUES.

CHAPITRE I.

LES AGENTS DU DÉVELOPPEMENT.

129. *Considérations générales.* — Le développement des couches impressionnées est, comme on le sait, l'opération qui a pour but de continuer l'action de la lumière, de produire la séparation des composants du sel haloïde d'argent et de précipiter ce dernier soit à l'état métallique, d'oxyde ou de sel, pour former l'image.

Laissant de côté les nombreuses méthodes successivement préconisées pour produire l'image photographique, nous ne nous occuperons dans ce Chapitre surtout du procédé le plus généralement employé, le gélatinobromure.

Il y a deux sortes de développements au point de vue théorique : le développement acide ou physique et le développement alcalin ou chimique.

130. *Développement acide.* — Le développement acide a été employé autrefois avec le collodion humide et ses succédanés, la dissociation du sel d'argent se fait dans un milieu acide ; le fer, à l'état de sel ferreux, sert de réducteur, il s'empare de l'oxygène de l'argent pour passer à l'état de sel ferrique et détermine la précipitation du métal précieux ; mais cette précipitation est incomplète et ne permettrait pas d'avoir une image suffisamment opaque : on est obligé d'ajouter au révélateur de nouvelles quantités de nitrate d'argent et il se produit alors un phénomène qui n'a point encore reçu d'explication complète ; les nouvelles molécules d'argent libre ne se portent que sur les parties d'argent décomposé. Est-ce une action électrique, ou simplement moléculaire, qui se produit? Les théories les plus diverses ont été émises, et comme il y a là un phénomène d'ordre physique, on a appelé ce mode de procéder *développement physique*. Comme cette méthode

ne peut s'appliquer aux plaques au gélatinobromure, à cause de l'absence de nitrate d'argent libre, nous ne la citons que pour mémoire.

131. *Développement alcalin.* — Ce développement est basé sur l'action d'un corps avide d'oxygène, un réducteur, sur le sel d'argent. La plaque, constituée par une couche de gélatine, au sein de laquelle est réparti, aussi uniformément que possible, du bromure d'argent, subit sous l'influence de la lumière une décomposition, ou plutôt prend une position moléculaire nouvelle. Le brome a d'autant moins d'affinité pour l'argent, qu'il a été plus impressionné par la lumière et le métal libéré est dès lors apte à se combiner avec l'oxygène pour former un oxyde et par suite un sel avec le réducteur employé. Cette dernière hypothèse est amplement confirmée, non seulement par la coloration différente que prend l'image avec les divers réducteurs habituels, mais aussi par la grosseur du grain. Les sels de fer donnent une image gris bleuté à grain fin, il en est de même avec l'iconogène; le pyrogallol donne une image brun jaune à grain plus gros et l'hydroquinone, une image brun noir à gros grains, etc.

132. L'activité de dissociation de la lumière sur les sels haloïdes d'argent est différente selon le corps halogène employé; le plus lent à s'impressionner est le chlorure, puis vient l'iodure, enfin le plus actif est le bromure, surtout lorsqu'il a subi la maturation.

133. *Agents du développement.* — Les agents du développement sont au nombre de cinq, savoir :

1° Les *réducteurs* dont la fonction est de séparer l'argent impressionné de sa combinaison avec le brome, pour former le sel d'argent qui constituera l'image.

2° Le *conservateur* qui empêche, ou tout au moins retarde la combinaison du réducteur avec l'oxygène de l'air, pour former ensuite avec l'eau une combinaison hydratée stable, n'ayant, par suite, plus d'action sur l'image latente; le conservateur, on le voit, ne concourt pas directement au développement, mais il permet de garder le réducteur en solution et l'empêche, au cours de l'opération, de s'oxyder à l'air aux dépens de la combinaison argentique.

3° Les *alcalis* sont destinés à s'emparer du brome devenu libre et à le transformer en bromure soluble.

4° Les *retardateurs* s'attaquent à l'image positive de surexposition, ne lui permettent pas d'apparaître et, en formant des combinaisons doubles avec l'argent en voie de réduction, modèrent l'action générale; il en résulte que l'image devient plus brillante.

5° Les *accélérateurs* ont pour but, ainsi que leur nom l'indique, d'accélérer la venue de l'image en favorisant les réactions.

134. Réducteurs. — Les réducteurs, employés à l'heure actuelle, sont très nombreux; ils appartiennent en général à la classe des phénols. Les phénols diatomiques fournissent l'hydroquinone, la pyrocatéchine et la résorcine; les phénols triatomiques donnent le pyrogallol et la phloroglucine. Des naphtols, on a tiré plusieurs réducteurs, parmi lesquels nous citerons l'iconogène; les paraphénylendiamines, les phénylhydrazines ont été essayées et ont donné de bons résultats; dans la série des ammoniaques composées, s'emploie le chlorhydrate d'hydroxylamine; parmi les couleurs d'anilines, qui appartiennent du reste aux phénols ou aux naphtols, plusieurs ont été trouvées aptes à faire de bons réducteurs et parmi elles nous citerons la kinocyanine. Parmi les résines, on a employé le gaïacol, tiré du bois de gaïac, le tectoquinone, extrait du bois de teck. Enfin il convient d'ajouter à cette nomenclature, déjà si longue, les sucs végétaux riches en tannin, tels que : l'ésérine, extrait de la fève du Calabar; les infusions de fleurs de bouillon blanc, de café vert, de thé, écorce de bouleau, de noix verte, etc.

Parmi tous ces composés, dont la plupart sont étudiés en détail dans le Dictionnaire, nous ne nous occuperons que de ceux qui sont de pratique courante.

135. Dans le Tableau suivant, nous résumons les principales propriétés des réducteurs les plus employés; la quantité pour 100 d'eau est indiquée d'après la moyenne de nombreuses formules; ces quantités n'ont rien d'absolu et dépendent beaucoup de la composition générale du bain, les sulfites et les bisulfites augmentant plus ou moins la solubilité.

Principales propriétés des réducteurs alcalins.

Noms.	Formules.	Quantité p. 100 d'eau en gr.	Couleur de l'image.	Observations.
Chlorhydrate d'hydroxylamine....	AzH^3O, HCl	0,4	Gris d'acier à grain fin	Le bain ne se colore pas.
Gaïacol...........	$C^7H^8O^2$	30 à 40gr	Brun jaune grain très fin	Brunit facilement, attaque les doigts.
Hydroquinone.....	$C^6H^6O^2$	1 à 3	Brun noir à gros grain	Brunit facilement à l'air mais ne tache pas les doigts.
Iconogène.........	$C^{10}H^8AzSO^4Na$	0,5 à 1,5	Gris bleu à grain fin	Très rapide, verdit à l'air puis brunit, tache les doigts en rose.
Paramidophénol. .	$C^6H^4, OHAzH^2$	1 à 2	Brun jaune	Se conserve bien, étant très énergique.
Paraphénylendiamine...........	$C^6H^4(AzH^2)^2$	1,5 à 2	Gris d'acier grain assez fin	Se conserve bien, sans sulfite qui jouerait le rôle de retardateur.

Noms.	Formules.	Quantité p. 100 d'eau en gr.	Couleur de l'image.	Observations.
Phloroglucine... .	$C^6H^6O^3$	1 à 3	Brun jaune	Peu énergique.
Pyrocatéchine.....	$C^6H^6O^2$	0,5 à 1	Brun foncé	Brunit très lentement, réducteur énergique.
Pyrogallique (ac.)	$C^6H^6O^3$	0,5 à 1	Brun jaune grain fin	Brunit rapidement, tache les doigts en brun.
Résorcine.........	$C^6H^6O^2$	0,5	Gris bleu	Révélateur très lent.
Tectoquinone.....	$C^{36}H^{16}O^4$	1 à 1,5	Brun noir à gros grain	Brunit assez facilement.

136. Les réducteurs peuvent être employés, soit seuls, soit en les combinant ensemble, de manière à compenser les défauts de l'un par les qualités de l'autre; c'est ainsi, par exemple, que l'hydroquinone, lent comme développateur mais donnant des images très denses, sera complété par l'adjonction d'iconogène, très rapide comme action, mais fournissant des images peu denses : le premier précipite l'argent en gros grains; le second, en grains très fins; l'association des deux fournit un grain fin presque comparable à celui du pyrogallol.

M. Rossignol a le premier proposé ce mélange et il a montré que le maximum d'effet était donné par 3 parties d'iconogène pour 1 partie d'hydroquinone.

La résorcine, dont l'action est lente, servira de modérateur pour l'iconogène; dans le cas de surexposition, il empêchera la venue trop vive de l'image et par suite, au lieu d'un phototype gris, donnera un cliché dense et détaillé.

La pyrocatéchine ne s'altérant que lentement à l'air et faisant paraître vivement l'image, sera employée avec succès dans les solutions de pyrogallol dont elle assurera la conservation; la proportion qui semble la meilleure est de 4 parties de pyrogallol pour 1 de pyrocatéchine.

137. Conservateurs. — Le rôle des conservateurs est d'empêcher l'oxydation des réducteurs, mais leur action varie avec la nature du réducteur. Les principaux sont :

Le sulfite de soude et les bisulfites de soude ou de potasse; ce dernier est souvent appelé *métabisulfite de potasse*. On ne doit pas employer de trop fortes quantités de ces sels, car ils jouent le rôle de retardateurs, notamment avec le pyrogallol et l'iconogène (1); en général, on admet que la proportion de sulfite doit être au maximum de 5 parties, au minimum de 3 pour 1 partie

(1) Il est de plus à noter que le sulfite étant un dissolvant du bromure d'argent, s'il est employé en excès, il donne des images sans détails.

du réducteur. Le Tableau suivant donne l'équivalence des divers sulfites et bisulfites anhydres.

Équivalence des sulfites.

Sulfite		Bisulfite	
de soude.	de potasse.	de soude.	de potasse.
1	1,25	0,82	0,95
0,79	1	0,65	0,75
1,21	1,51	1	1,15
1,05	1,31	0,86	1

Le sulfite d'ammonium doit être employé de préférence avec le pyrogallol; la quantité moyenne est de 2,5 pour 1 partie de pyrogallol; les clichés sont plus brillants et plus modelés.

Les acides tartrique, formique et citrique sont des conservateurs pour le pyrogallol, mais ont l'inconvénient de jouer aussi le rôle de retardateur.

Notons que ces mêmes acides arrêtent l'action de l'hydroquinone.

L'acide lactique est un très bon conservateur et ne retarde pas l'action du pyrogallol; en général, tous les acides, en faible proportion, assurent la conservation de ce corps.

L'alcool méthylique conserve très bien les solutions de pyrogallol et d'hydroquinone et n'a aucune action dans le développement. La glycérine est un très bon conservateur pour l'hydroquinone, le pyrogallol, l'iconogène et la phloroglucine, il leur donne en même temps plus d'énergie.

138. Alcalis. — Nous avons déjà signalé le rôle des alcalis, mais on ne doit pas seulement comprendre dans ce classement les oxydes des métaux alcalins, mais aussi leurs carbonates et certains de leurs sels capables de céder facilement leur base, tels que les sucrates.

La soude et la potasse caustique sont souvent conseillées dans les développements d'instantanés, mais leur action très forte sur la gélatine, en provoquant des décollements, les fait souvent rejeter. La potasse paraît plus active que la soude.

Le carbonate de soude, très doux comme action, est le plus généralement employé; on admet que la quantité utile varie de 2 à 4 avec le pyrogallol, 5 à 8 avec l'hydroquinone, 3 à 5 avec l'iconogène.

Le carbonate de potasse donne plus d'énergie au bain, cela tient à ce qu'il renferme souvent de la potasse non combinée. Mais, parmi les alcalins, celui qui paraît avoir le plus d'énergie est le carbonate de lithine, à la dose de 2 pour 1000, il donne des clichés très denses. Ce sel est peu soluble dans l'eau pure, bien plus dans une eau chargée de carbonate alcalin, aussi est-il bon de le mélanger à faible dose avec le carbonate de soude. La lithine caustique, plus soluble que le carbonate et plus énergique, est employée par MM. Lumière avec le paramidophénol.

La chaux et la baryte, peu solubles, sont employées à l'état de sucrates et donnent de parfaits résultats, surtout avec l'hydroquinone ; toutefois il y a lieu de procéder à des lavages un peu prolongés pour bien débarrasser la couche gélatineuse de la matière sucrée.

On a préconisé l'emploi du silicate de soude ou celui de potasse, particulièrement avec l'iconogène ; il ne nous a pas paru, pour notre compte, que ce sel ait une action bien marquée.

Enfin il est juste de signaler l'ammoniaque qui, dans l'ordre chronologique, a été un des premiers employés ; mais son odeur particulièrement forte, son instabilité et la difficulté d'avoir des solutions de même teneur ont fait abandonner cet alcali, dont la puissance cependant est indéniable.

Le carbonate d'ammoniaque est souvent formulé dans les développements des gélatinochlorures : il fournit des clichés très fins.

139. Nous donnons ici l'équivalence des principaux alcalis.

Équivalence des alcalis ([1]).

		Carbonate de			
Soude.	Potasse.	soude.	potasse.	Lithine.	Ammoniaque.
1	1,400	2,650	2,650	0,600	0,425
0,714	1	1,927	1,927	0,428	0,301
0,377	0,528	1	1,301	0,226	0,160
0,289	0,405	0,768	1	0,173	0,123
0,352	3,298	6,235	8,117	1,401	1
1,666	2,333	4,416	5,750	1	0,708

140. *Rôle chimique de l'alcali.* — En général, on peut ainsi caractériser les rôles du réducteur et de l'alcali ; le premier donne l'intensité, le second le détail, et dans la pratique lorsqu'on fait usage de solutions séparées, il est bon d'employer d'abord un révélateur doux, c'est-à-dire moins chargé en réducteur que d'alcalin, pour amener l'image à avoir le maximum de détails ; puis, cela obtenu, forcer la dose du réducteur pour rendre l'image suffisamment dense.

L'action des alcalins dans le développement s'explique de la façon suivante : L'image latente est, comme nous l'avons dit, constituée par du bromure d'argent dissocié d'autant plus profondément que l'action de la lumière a été plus vive. Si nous fournissons à ce brome, en ce moment plus ou moins sans affinité pour l'argent, un corps avec lequel il puisse former un sel stable et soluble, un alcalin, la dissociation sera parachevée ; si comme alcalin nous employons un oxyde, la combinaison sera immé-

([1]) *Voir*, pour l'usage de cette Table, la Note qui accompagne la Table (p. 76).

diate; si c'est un carbonate, l'acide carbonique devra être déplacé, d'où ralentissement dans l'action, ce qui explique ce fait d'observation que les développements à la soude et à la potasse sont plus énergiques que ceux au carbonate. Ce bromure alcalin qui va se former est de la formule MHBr par suite de l'affinité du brome pour l'hydrogène; celui-ci est fourni par l'eau du bain dont l'oxygène se porte sur l'argent libre, ou entre aussitôt en combinaison avec le réducteur employé.

Ceci posé, examinons ce qui se passe lorsque l'alcalin ou le réducteur sont en plus forte proportion l'un que l'autre; avec un bain très alcalin, tout le brome dissocié peut facilement entrer en combinaison, on pousse au détail; mais de son côté l'argent se dépose à l'état d'oxyde, l'image manque de vigueur, une nouvelle adjonction de révélateur, en le faisant passer à l'état de sel, lui donnera l'opacité voulue.

Si, au contraire, le réducteur prédomine, ce n'est que le brome complètement dissocié dans les grandes lumières qui entrera en combinaison; le cliché sera fortement poussé au noir, mais, faute d'alcalin, les détails n'apparaîtront pas et le cliché sera heurté. Tels sont les raisons théoriques du mode d'emploi des deux principaux agents du développement.

141. Retardateurs. — L'emploi des retardateurs est basé sur une double observation qu'il est utile de résumer d'abord.

Par surexposition, l'image tend à se renverser et à donner un positif; la première impression de la lumière a dissocié le bromure, mais, si cette action se continue peu à peu, la reconstitution du sel se reproduit, tandis que l'effet inverse se manifeste dans les parties non insolées, par l'effet de la lumière diffuse. Ce renversement de l'image par longue exposition a exercé la sagacité des chercheurs et, parmi les nombreuses explications, nous citons celle-ci, due à M. Robinson, que nous citons sous réserve. D'après cet auteur, le brome libre agit sur la gélatine, dégage du peroxyde d'hydrogène qui oxyde l'argent et celui-ci se dissout dans le révélateur : lors du développement, il ne reste donc plus que l'image positive, qui se développe avec peu d'intensité.

Inversement, quand la pose a été trop courte, par rapport à l'intensité du développateur, celui-ci agit sur toute la surface et il s'ensuit une image grise. Dans l'un et l'autre cas, quel que soit le mode d'action de la lumière, on obtient une image sans opposition et le plus souvent empâtée dans un voile général; empêcher la production du voile et régulariser l'action du bain de développement, tel est le but des retardateurs, dont le nom vient de ce fait que, formant avec le sel d'argent des combinaisons intermédiaires, ils ne laissent agir que lentement le réducteur.

L'acide citrique et les citrates alcalins sont de très bons retardateurs, surtout avec les procédés au gélatinochlorure.

Les bromures de sodium, de potassium et d'ammonium sont le plus généralement employés avec les gélatinobromures; nous ferons même observer que le ralentissement d'énergie des bains d'iconogène et d'hydroquinone ayant servi est dû surtout à ce fait qu'ils sont chargés de bromure de sodium, provenant du développement des premières plaques dans ces bains.

Les bromures, en agissant comme retardateurs, ont l'inconvénient de rendre l'image dure et d'accentuer les contrastes; on évite cet effet en se servant d'un iodo-bromure; soit qu'on ait fait rougir le bromure alcalin en le mettant avec quelques paillettes d'iode dans un flacon bouché, soit qu'on constitue le retardateur en remplaçant un peu de bromure alcalin par de l'iodure du même alcalin. La proportion, qui semble la plus convenable, est de 3^{gr} à 4^{gr} d'iodure de potassium pour 7^{gr} ou 6^{gr} de bromure de potassium et 100^{cc} d'eau.

L'acide borique et les borates, retardateurs très énergiques pour le pyrogallol et la pyrocatéchine, ont moins d'action dans les bains d'hydroquinone et d'iconogène et rendent très brillants les clichés développés par ces agents.

L'acide acétique et les acétates, bons retardateurs pour le pyrogallol, annulent complètement l'action de l'hydroquinone et de ses isomères.

Le chlorure de potassium est un retardeur très doux pour l'hydroquinone; l'iode en paillettes ou en solution alcoolique agit aussi comme retardateur à doses minimes.

En général, on peut dire que les retardateurs, qu'on nomme aussi souvent *modérateurs,* en empêchant l'action trop brusque du révélateur, rendent les clichés très brillants, car ils conservent mieux les grands blancs en les empêchant de voiler.

De cette propriété des retardateurs, on peut tirer une méthode de retouche chimique, ainsi que nous l'avons signalé à plusieurs reprises [1]; lorsqu'au développement on s'aperçoit que certaines parties prennent trop d'intensité, comme les ciels et les grandes lumières, on arrête le développement et on lave la glace, puis, après égouttage, on passe sur les parties qui se développent trop vite un pinceau chargé de la solution suivante :

Bromure de potassium........................	4
Citrate de potassium	2
Eau..	100

Après quelques instants, destinés à laisser pénétrer le liquide dans la couche, on reprend le développement; les parties imbibées de la solution ne montent plus que très lentement.

---

(1) *Voir* entre autres *Bulletin de la Société française de Photographie,* mai 1891, p. 151.

142. Accélérateurs. — Les accélérateurs, au contraire, sont destinés à activer l'apparition de l'image en favorisant les réactions. Il ne faudrait pas croire que les accélérateurs et les retardateurs s'excluent mutuellement; la contradiction n'existe que dans les mots, car leur action chimique s'exerce sur des milieux différents et un bain contenant l'un et l'autre de ces agents ne peut que donner des images à contrastes marqués, sans arriver cependant à la dureté.

Les accélérateurs sont assez nombreux; les uns doivent être employés avant le développement comme bain préparatoire, les autres mélangés avec le bain.

Dans la première classe, nous citerons :

Une solution d'hyposulfite de soude au $\frac{1}{1000}$; une solution ammoniacale d'azotate d'argent au $\frac{1}{100}$; une solution de phosphate de soude à 5 %; le bain préparatoire doit être de courte durée.

Dans la seconde classe, nous citerons :

Le borax pour l'iconogène et l'hydroquinone ;

L'iode et les iodures;

L'acide formique;

Le prussiate jaune de potasse [1];

L'acétate de plomb pour le pyrogallol;

L'acétate d'ammonium pour l'acide gallique;

143. L'action de la chaleur est très marquée sur la durée du développement; on sait, en effet, combien sont lentes ces opérations en hiver, et M. Rossignol a démontré qu'en portant à 40° et même plus le révélateur à iconogène et hydroquinone combinés, celui-ci acquérait une activité toute spéciale, qu'il perdait par refroidissement.

Enfin nous rappellerons que le mélange de réducteurs de qualités différentes permet d'accélérer la venue de l'image.

---

(1) Le prussiate jaune n'est pas en réalité un accélérateur, mais il sert particulièrement à empêcher les empâtements dans les lumières et à régulariser l'action générale.

CHAPITRE II.

LES PRINCIPAUX DÉVELOPPATEURS.

144. Nous étudierons dans ce Chapitre les principaux développateurs; leurs propriétés chimiques ayant été données dans le Dictionnaire, et leur préparation dans la troisième Partie, *Manipulations*, nous ne nous occuperons ici que de la préparation des bains de développement et de leur action photochimique ([1]).

145. Oxalate ferreux. — L'oxalate ferreux est un révélateur très énergique, donnant des contrastes très marqués, faisant rapidement apparaître l'image; mais il a l'inconvénient de donner très vite son maximum d'énergie et, par suite, il n'est pas possible de conduire avec lenteur et à sa volonté le développement.

Le bain révélateur doit se préparer au moment même de l'emploi, à cause de la grande instabilité du sel ferreux; on mélange une solution d'oxalate neutre de potasse et une solution de sulfate ferreux; par double décomposition, il se forme de l'oxalate ferreux d'une part et du sulfate de potasse inerte de l'autre. L'oxalate ferreux est peu soluble dans l'eau, mais soluble dans un excès d'oxalate de potasse : aussi doit-on toujours verser la solution de fer dans celle d'oxalate, sinon on produirait un précipité jaune d'oxalate ferreux qu'il ne serait plus possible de dissoudre. Pour la même raison, on ne peut employer une quantité quelconque de fer pour un volume d'oxalate de potasse, car, si celui-ci n'est pas en excès, il y a précipitation du sel ferreux; le rapport moyen des deux solutions doit être de 3 à 1.

146. Le sel de fer est très oxydable à l'air, il tourne peu à peu au sel au maximum, qui est moins soluble; la solution d'un vert émeraude tend, par suite, à passer à un ton jaune sale. On arrive à conserver la solution en y ajoutant un léger excès d'acide sulfurique, qui sature l'oxyde formé, ou de

([1]) Nous nous tiendrons aux indications pratiques, renvoyant le lecteur, pour les explications techniques, au livre si complet de M. de la Baume Pluvinel, *Le développement de l'image latente;* 1889. (Paris, Gauthier-Villars et fils.)

l'acide tartrique; ce dernier acide ne peut agir qu'en présence de la lumière qui, en le réduisant lentement, maintient le fer à l'état de protoxyde, d'où nécessité de garder le bain au jour et même de l'exposer de temps à autre au soleil.

Lorsque la couleur du bain de fer est passée à la teinte jaune, on peut la revivifier avec quelques gouttes d'acide chlorhydrique. L'acide citrique a été conseillé, mais il joue le rôle de retardateur; l'acide salicylique, le sucre, la glycérine, etc., ont la même action.

Pour retarder l'oxydation du sel de fer, on a préconisé l'emploi d'une couche d'huile déposée sur la surface de la solution, etc.

Les bains qui ont servi au développement peuvent être régénérés en les réunissant dans un flacon de verre *blanc,* en y ajoutant 1gr d'acide tartrique par litre et en les exposant au soleil.

147. *Modérateurs.* — Les modérateurs sont le bromure de potassium, les citrates, le sucre, le borax.

148. *Accélérateurs.* — Un bain préparatoire d'hyposulfite de soude au millième, ou une goutte de teinture d'iode dans le bain constituent d'excellents accélérateurs pour ce procédé; mais il n'est utile d'y recourir qu'en cas d'exposition très courte.

149. *Sels de fer.* — Le sulfate ferreux a été souvent remplacé par d'autres sels; nous citerons le protochlorure, le citrate et le lactate; mais il semble résulter de tous les essais que le sulfate ferreux est encore celui qui donne les meilleurs résultats.

150. *Formules.* — Nous donnerons ici les principales formules connues; comme on peut le voir, elles varient fort peu et emploient les sels à saturation ou très près de la saturation.

1° Deux solutions.

I. — *Bain de fer.*

	(1).	(2).	(3).	(4).
Sulfate ferreux	30	30	»	30
Protochlorure de fer	»	»	30	»
Eau	100	100	100	100
Acide tartrique	0,50	»	»	»
Acide sulfurique	»	2gtt	»	»
Azotate de sodium	»	»	»	15
Sucre	»	»	»	1

II. — *Bain d'oxalate.*

	(1).	(2).	(3).	(4).
Oxalate de potassium........	30	30	33	33
Eau.....................	100	100	100	100

III. — *Proportions.*

Solution I....................	1	1	3	1
Solution II...................	3	3	17	4

(1) Audra, (2) Carey Lea, (3) Cooper, (4) Anthony.

2° SOLUTION UNIQUE.

151. On a proposé diverses solutions dans lesquelles, à l'aide d'un conservateur, on maintient l'oxalate ferreux à l'état de sel au minimum; parmi les nombreuses formules données, nous retiendrons les suivantes :

	(1).	(2).	(3).	(4).	(5).
Oxalate de potassium......	30	30	26	»	60
Eau.......................	125	190	190	200	100
Sulfite de soude...........	6	4	»	8	»
Sulfate ferreux.............	15	10	8	»	20
Acide sulfurique	1	»	»	»	»
Borax.....................	»	»	7	»	»
Oxalate ferreux............	»	»	»	10	»
Acide oxalique............	»	»	»	3	»
Hyposulfite de soude.......	»	»	»	10	»

(1) Lord, (2) Carey Lea, (3) Abney, (4) Anthony (doit être conservé à l'obscurité), (5) Révélateur concentré d'Eder, se prépare à 100°.

152. ACIDE PYROGALLIQUE. — L'acide pyrogallique est un développateur énergique, surtout très maniable; il donne un cliché jaune brun à grain fin; nous avons dit que par excès d'alcali on pousse au détail, et par excès de pyrogallol à l'intensité, d'où une méthode très simple d'amener un cliché à l'état voulu.

Le principal défaut de ce développateur est qu'il s'oxyde très rapidement à l'air, brunit et communique cette teinte à la gélatine; le sulfite de soude retarde cette coloration, mais s'il est employé à trop forte dose le cliché devient dur.

153. *Modérateurs.* — Le bromure de potassium (10 %) est le meilleur modérateur pour le pyrogallol; les citrates et les borates agissent aussi comme modérateurs, mais ont l'inconvénient de donner un peu de dureté au cliché. Nous avons signalé le mélange d'iodure et de bromure comme donnant de meilleurs résultats (n° 136).

154. *Accélérateurs.* — Le prussiate jaune de potasse, la glycérine, la teinture d'iode sont de très bons accélérateurs. Il en est de même de quelques agents de développement tels que le chlorhydrate d'hydroxylamine.

Le pyrogallol est souvent employé avec les autres réducteurs, mais il a l'inconvénient, par suite de son instabilité en solution, d'empêcher leur conservation.

155. *Alcalis.* — La soude (oxyde ou carbonate) paraît donner les meilleurs résultats avec le pyrogallol; la potasse est plus énergique, mais le bain s'altère plus vite, et il y a souvent à craindre des soulèvements; l'ammoniaque brunit très rapidement le bain; la lithine donne des clichés très intenses.

156. *Solutions de pyrogallol.* — On a formulé de nombreuses solutions de pyrogallol mélangé avec un conservateur, sulfite, acide lactique, etc., mais il est préférable de se servir de l'acide sublimé. La meilleure méthode pour doser la quantité de pyrogallol consiste simplement à se servir d'une cuiller à moutarde, ainsi que l'a indiqué M. Londe; le dosage est très rapidement évalué. Le bain se compose de 40^{cc} d'eau, 40^{cc} de solution saturée de sulfite de soude, une cuillerée de pyrogallol et une ou deux gouttes de bromure à 10 °/₀, pour un cliché 13×18.

Le cliché est d'abord trempé dans ce bain, puis on ajoute goutte à goutte le carbonate de soude (solution à saturation). Une fois tous les détails venus, on pousse à l'intensité en ajoutant du pyrogallol ou mieux, si le bain a commencé à brunir, on fait un nouveau bain en mettant du pyrogallol en excès [1]. Le pyrogallol a le grand inconvénient de tacher fortement les doigts et le linge en brun. On enlève les taches en les frottant avec du citron ou de l'acide oxalique.

DÉVELOPPEMENT A L'ACIDE PYROGALLIQUE EN DEUX SOLUTIONS.

(Les quantités sont données pour 1000 cc. d'eau.)

1re *Solution.*

Acide pyrogallique	4^{gr}	100^{gr}	10^{gr}	120^{gr}	10^{gr}	30^{gr}	10^{gr}	20^{gr}	35^{gr}
Solution de bromure à 10 °/₀.	5^{cc}	»	»	»	10^{cc}	»	»	15^{cc}	»
Sulfite de soude	»	200^{gr}	»	100^{gr}	»	200^{gr}	65^{gr}	150^{gr}	»
Acide citrique.............	»	»	»	30^{gr}	»	16^{gr}	»	»	»
Bromure d'ammonium.....	»	»	»	»	»	»	»	»	18^{gr}
Acide azotique (gouttes)...	»	»	»	»	»	»	»	»	3^{gtt}

[1] Voir *Traité pratique du développement*, par A. Londe, 2e édition; 1892. (Paris, Gauthier-Villars et fils.)

2e Solution.

Ammoniaque	q. s.	»	»	»	15cc	»	15cc	»	45cc
Carbonate de soude	»	200gr	80gr	400gr	»	50gr	100gr	30gr	»
Sulfite de soude	»	200gr	30gr	100gr	»	»	»	»	»
Prussiate jaune	»	»	90gr	20gr	»	»	»	»	»
Glycérine	»	»	»	»	50cc	»	»	»	»
Carbonate de potasse	»	»	»	»	»	50gr	»	»	»

Proportions à employer.

1re solution, parties	100	1	5	1	1	1	5	1	2
2e solution, parties	10gtt	1	10	1	1	1	1	1	1
Eau de dilution	»	6	»	7	»	1	»	»	»

157. Hydroxylamine. — C'est toujours du chlorhydrate d'hydroxylamine qu'il peut être question dans les formules suivantes, puisque l'hydroxylamine n'a pas encore été isolée; ce réducteur donne des clichés d'un noir bleuâtre peu intenses et gris d'acier lorsqu'on y ajoute du pyrogallol. La solution aqueuse ou alçoolique se conserve très bien, sans qu'il soit utile d'employer du sulfite et celui-ci, lorsqu'il est indiqué, joue seulement le rôle de retardateur. Ce sel est un très bon conservateur pour le pyrogallol. A cause de la faible intensité qu'il donne aux clichés, on l'allie généralement avec d'autres réducteurs; voici une série de formules indiquées pour son emploi, soit seul, soit mélangé.

I. — *Hydroxylamine en deux solutions.*

	(1).	(2).
I. Chlorhydrate d'hydroxylamine	1	2
Alcool	30	
Acide citrique	»	1
Bromure de potassium	»	1,2
Eau	»	31
II. Potasse caustique	4	»
Eau	30	30
Soude caustique	»	4

(1) Spiller, 1 partie de I, 1 partie de II, 15 parties d'eau et un peu de bromure à 10 %.
(2) Parties égales de I et II et 40 parties d'eau.

II. — *Hydroxylamine en une solution.*

Chlorhydrate d'hydroxylamine	12,5	5	10	10
Alcool	180	»	»	»
Soude caustique	12	6	»	»
Bromure de potassium	»	0,5	»	»
Eau	100	100	100	100
Solution de sucrate de chaux	»	»	50	»
Solution de sucrate de baryte	»	»	»	50

158. L'hydroxylamine a été alliée à l'hydroquinone dans la formule suivante :

		Parties.
A.	Soude caustique	1
	Sucre blanc	8
	Sirop de sucre	4
	Eau	8
B.	Hydroxylamine	20
	Alcool	250
	Eau	50

Pour l'emploi on mélange 2 parties de A, 1 partie de B et 15 parties d'eau ; on ajoute 30 gouttes d'une solution d'hydroquinone au dizième. (Himly.)

159. C'est surtout avec le pyrogallol que ce sel a été mélangé ; voici plusieurs formules dans ce sens.

		(1).			(2).
A.	Chlorhydrate d'hydroxylamine	20	4	3	7
	Pyrogallol	150	30	24	5
	Eau	1000	1000	1000	100
B.	Carbonate de soude	34	92	»	25
	Carbonate de potasse	»	»	100	»
	Sulfite de soude	70	280	200	78
	Eau	1000	1000	1000	100

Proportions.

Parties de A	2 à 4	2	3	1
» de B	75	1	1	30
» d'eau	»	4	8	»

(1) Stebbins, (2) Cassebaum.

160. *Observations.* — Le révélateur au chlorhydrate d'hydroxylamine présente un défaut contre lequel il est bon d'être mis en garde : c'est que, en solutions un peu concentrées et en présence d'un alcali énergique, il donne lieu à une multitude de fines bulles de gaz, qui ne sont autre chose que de l'azote et du protoxyde d'azote. L'addition de glycérine empêche cette formation ; les sucrates de chaux et de baryte sont préférables pour la même raison.

Les carbonates de soude et de potasse favorisent au contraire la production des bulles.

161. Hydroquinone. — L'hydroquinone est un révélateur lent, mais donnant des images d'un brun foncé, excellentes au tirage ; le révélateur mélangé de sulfite se conserve bien mieux en présence des alcalis, pourvu

que la solution soit à l'abri de l'air : il suffit, par suite, de faire le plein dans les flacons en y introduisant des perles ou des billes de verre. D'autre part, comme le bain ne jaunit que lentement, il peut servir à développer de nombreux clichés; on le remonte de temps à autre avec du bain neuf.

L'hydroquinone cristallisée doit être conservée en flacons jaunes, bien fermés, à l'abri de l'humidité et de la lumière.

Les solutions d'hydroquinone ne tachent pas les doigts, mais elles sont facilement réduites par les matières organiques; elles ne doivent donc pas être filtrées sur papier, mais sur laine de verre ou sur amiante.

162. *Accélérateurs.* — Le meilleur accélérateur pour l'hydroquinone est l'iconogène. Le prussiate jaune réussit très bien, le borax rend les clichés très brillants.

163. *Modérateurs.* — Les citrates alcalins constituent le meilleur modérateur pour l'hydroquinone; les acides, en particulier l'acide acétique, arrêtent aussitôt son pouvoir réducteur.

164. *Alcalis.* — La soude sera préférée pour les clichés posés, la potasse pour les instantanés, ou mieux la lithine caustique à très faible dose.

165. *Observations.* — L'hydroquinone agit comme un caustique sur les doigts et cause des ulcérations douloureuses; on les guérit à l'aide d'un emplâtre de savon et de sucre.

166. *Formules.* — Nous résumons ici les formules les plus courantes :

Révélateur à l'hydroquinone (eau = 1000cc).

	(1).	(2).			(3).		(4).			(5).	(6).
Hydroquinone	14	4,25	10	10	10	12	24	10	10	2	15
Sulfite de soude	74	25	75	75	300	60	»	»	60	»	75
Sulfite de potasse	»	»	»	»	»	»	6	»	»	»	»
Métabisulfite de potasse	»	»	»	»	»	»	»	»	»	4	»
Bromure de potassium	»	0,75	»	»	»	»	»	0,5	1	»	»
Acide citrique	»	»	»	8	»	»	»	»	»	»	»
Acide salicylique	»	»	»	2	»	»	»	»	»	»	«
Bitartrate de potasse	»	»	»	»	»	»	12	»	»	»	»
Prussiate jaune	»	»	»	»	»	»	»	»	»	»	10
Borax	»	»	»	»	»	»	»	»	»	»	2
Ammoniaque	»	»	»	»	»	»	»	80cc	»	»	»
Soude caustique	»	4,25	»	»	»	4	»	»	»	»	»
Potasse	»	»	»	»	»	»	»	»	»	5	»
Carbonate de soude	148	»	150	150	600	»	»	»	100	»	75
Carbonate de potasse	»	»	»	»	»	»	280	»	»	16	25

(1) Ottenheim. (2) Ilford positives au gélatinochlorure. (3) Balagny. (4) Archive. solution concentrée à additionner de 16 fois son volume d'eau pour l'usage. (5) Montefiore. (6) Fourtier.

Quelle que soit la formule adoptée, on devra d'abord dissoudre le conservateur dans la moitié de l'eau indiquée, bouillante, on y versera l'hydroquinone et on agitera jusqu'à ce qu'il soit exactement dissous; cela fait, on ajoute le reste de l'eau contenant en solution les autres sels.

167. Iconogène. — L'iconogène est un bon réducteur, il fait apparaître rapidement l'image, mais cette qualité ne permet pas, comme on l'avait cru au début, de réduire le temps de pose. Les clichés moins denses que ceux que fournit l'hydroquinone ont une teinte grise rappelant beaucoup celle qu'on obtenait avec le collodion humide développé au fer; cette teinte peu actinique donne de très bons positifs au tirage. Le dépôt d'argent est d'une grande finesse, les modelés très doux, le cliché très brillant, et pour ces raisons il convient surtout au portrait.

L'iconogène donne des solutions vert émeraude, qui tendent à foncer peu à peu, puis à tourner au brun. Les proportions normales du bain d'iconogène sont : 1 d'iconogène, 4 de sulfite, 3 de carbonate de soude et 80 d'eau.

On ne doit jamais employer l'ammoniaque qui détruit rapidement le bain. Les acides citrique et acétique peuvent être employés comme conservateurs, mais ils jouent aussi le rôle de retardateurs.

168. Au point de vue du pouvoir réducteur on admet que 1,5 d'iconogène vaut 0,5 de pyrogallol, ce qui semblerait faire croire que l'usage du premier est plus onéreux; il n'en est rien, en réalité, attendu que les solutions d'iconogène se conservent bien et peuvent servir à développer plusieurs clichés.

L'iconogène a une action très marquée sur la gélatine, qu'elle tanne en quelque sorte, ce qui évite ou rend inutile le bain d'alun.

L'iconogène est souvent altéré par une décomposition spontanée; il se dégage de l'ammoniaque et le produit devient noir violacé; dans cet état, il n'a plus de pouvoir réducteur. D'après M. Mercier, la principale cause de décomposition proviendrait de l'eau de cristallisation, qui peut atteindre jusqu'à 10 °/₀. Séché méthodiquement à l'étuve, il se conserve mieux. Si la substance est hydratée, par suite des changements de température, l'eau est libérée et la décomposition commence. Si le produit est alcalin, il tourne au vert foncé et donne une solution d'un brun vert; s'il est acide, il tourne au rouge et donne une solution violet noir. En tous cas il est utile que l'ammoniaque formée puisse se dégager librement, d'où nécessité de conserver ce produit en boîtes non étanches et à l'abri de l'humidité.

169. L'iconogène noirci peut être en partie régénéré; dans ce but, on le dissout dans une solution bouillante saturée de sulfite de soude, la quantité doit être telle que l'iconogène forme une bouillie demi-fluide; on refroidit

rapidement en brassant le mélange, le sel cristallise et après refroidissement complet, on décante le liquide coloré. Le dépôt est lavé à l'alcool froid et séché à une température modérée.

M. Petry indique le procédé suivant [1] : dissoudre 20^{gr} d'iconogène bruni dans 500^{cc} d'eau pure; refroidir la solution. Ajouter alors peu à peu une solution à 5 °/₀ d'acide tartrique en agitant continuellement. La solution passe peu à peu au rouge grenat, s'épaissit rapidement et prend l'aspect d'une pâte rosée. On filtre, on lave à plusieurs reprises avec la solution d'acide tartrique et l'on fait sécher à l'abri de la lumière.

170. *Conservateurs.* — Bien qu'on ait affirmé que l'iconogène se conservait très bien sans l'emploi du sulfite de soude, à notre avis la présence de ce sel est utile; d'après M. Himly, la glycérine favorise la conservation du bain d'iconogène.

171. *Accélérateurs.* — Il semblerait inutile d'employer un accélérateur avec un produit qui fait si rapidement apparaître l'image; nous signalerons cependant l'emploi du stannate de soude, qui a l'avantage en même temps de donner plus d'opacité au cliché.

172. *Formules.* — Parmi les nombreuses formules données nous citerons les suivantes :

Révélateur à l'iconogène (eau = 1000^{cc}).

	(1).	(2).				(3).	(4).			(5).		
Iconogène	20	15	10	12	34	4,5	33	12,5	10	8	12	12,5
Sulfite de soude	40	30	50	68	200	10	165	50	50	73	75	100
Stannate de soude	»	»	»	23	»	»	»	»	»	»	»	»
Glycérine	»	»	»	»	1^{cc}	»	»	»	»	»	100	»
Soude caustique	»	»	»	»	»	4,5	»	»	»	»	»	»
Carbonate de soude	»	20	30	»	»	»	»	37	30	»	»	37,5
Carbonate de potasse	20	»	10	»	34	»	65	»	10	82	60	»
Métabisulfite de potasse	»	»	»	»	»	»	»	»	»	»	2	»

(1) Vogel. (2) Pour positifs sur verre doit être étendu de 2 fois son volume d'eau. (3) Mansfield. (4) De Laniers. (5) Pour papier au gélatinobromure.

173. Pyrocatéchine. — La pyrocatéchine est un révélateur assez puissant donnant des clichés d'un roux foncé, très inactinique. La solution de ce corps tourne au vert en présence de l'oxygène de l'air; elle rougit et passe au rouge foncé en présence des alcalis. Elle a une action plus lente que le pyrogallol, mais se conserve mieux que celui-ci en flacons bouchés; on peut

[1] Voir *Dictionnaire*, l'article Pyronaphtol.

même pour cette raison diminuer de beaucoup la quantité de sulfite et même supprimer ce sel.

174. La pyrocatéchine, très chère, a été peu étudiée; les principales formules sont les suivantes :

Solution A.

Pyrocatéchine	10	13	18	10
Bromure de potassium	»	»	2,5	»
Sulfite de soude	»	32	50	»
Acide citrique	»	3	»	»
Eau	1000	1000	1000	100

Solution B.

Carbonate de soude	200	200	100	»
Carbonate de potasse	»	»	100	200
Eau	1000	1000	1000	1000

Proportions.

Solution A	1	1	1	1
Solution B	10	1	1	8
Eau	80	10	»	60

Il est à noter que les bains de pyrocatéchine, en une seule solution, ne peuvent se garder, ils tournent rapidement au vert.

175. Il existe encore nombre de réducteurs dont on trouvera la description dans le Dictionnaire, mais ils sont d'un emploi moins fréquent et nous ne nous attarderons pas à les décrire.

176. *Révélateurs mélangés.* — Nous terminerons l'étude relative aux bains révélateurs en indiquant les principaux mélanges proposés et dont suit le Tableau.

Révélateurs mélangés (eau 1000^{cc}).

	(1).			(2).		(3).
Hydroquinone	5	5	»	4	4	3
Iconogène	15	»	»	6	16	12
Pyrogallol	»	0,5	20,0	»	»	»
Hydroxylamine	»	»	2,5	»	»	»
Sulfite de soude	100	60	60,0	60	100	75
Métabisulfite de soude	»	»	»	»	»	10
Carbonate de potasse	50	»	»	»	40	30
Carbonate de soude	»	12	20,0	40	»	30
Soude caustique	»	»	»	6	»	»
Bromure de potassium	»	»	»	1	»	1

(1) Rossignol. (2) Newton. (3) Fourtier.

177. *Observations générales sur le développement.* — Nous résumerons ici, en quelques observations générales, les principales manipulations du développement.

Il sera toujours bon de préparer les solutions des divers réactifs avec de l'eau bouillante; cette manière d'agir a pour but non seulement d'activer les solutions, mais surtout de priver l'eau de l'oxygène dissous qui, en se combinant avec les réducteurs, en amènerait un prompt affaiblissement : cette observation est capitale.

178. Les solutions séparées permettent plus facilement de doser les quantités de produits à employer, quantités qui doivent varier avec la durée de la pose, l'éclairement, etc. Toutefois, lorsqu'on se sert de bains en une seule solution en mélangeant convenablement des bains vieux, c'est-à-dire déjà chargés de bromure, avec des bains neufs, on peut arriver au même résultat.

179. La quantité de bain à employer doit être toujours minime : on basera le volume de celui-ci sur la considération suivante, à savoir que le cliché doit être recouvert d'une couche de 1^{mm} à 2^{mm} d'épaisseur; cette manière d'opérer, en ne mettant en présence de l'air que de petites quantités de bain, est de beaucoup plus économique; elle permet, d'autre part, lorsque le premier bain a donné le détail nécessaire, de pousser à l'intensité par l'adjonction d'une nouvelle quantité de bain neuf.

180. L'agitation du bain est absolument nécessaire : elle évite la production de points blancs déterminés par de fines bulles d'air restées adhérentes à la gélatine et que l'agitation fait détacher. D'autre part, on évite ce que nous nommons le halo de développement; en effet, si le bain reste immobile dans les parties où se fait une forte réduction d'argent, par capillarité il reste en ces parties du bain appauvri, lequel, n'agissant plus sur le pourtour de l'amas d'argent réduit, préserve ce pourtour contre l'action réductrice du bain et, après fixage, tous les grands noirs se trouvent cernés d'une ligne blanche très apparente. Enfin l'agitation rend plus égale l'action du bain en le maintenant plus homogène.

181. On augmente la rapidité de l'apparition de l'image en mettant de temps à autre la plaque au contact de l'air; cette même méthode permet de pousser à l'intensité; toutefois ce procédé doit être peu employé avec des réducteurs facilement altérés par l'air, tels que le pyrogallol, sinon on s'exposerait à jaunir profondément la couche.

182. *Voiles.* — En dehors des voiles partiels que donnent les châssis et

facilement reconnaissables à leur position bien définie, les plaques peuvent être voilées par diverses causes qui sont :

1° *Voile de mise en châssis.* — Les plaques doivent être mises en châssis dans le minimum de lumière possible, sinon, dès que le réducteur commence à agir, on voit la plaque se recouvrir immédiatement d'une légère teinte grise; on évite l'accident en se servant de bains contenant du bromure ou du prussiate jaune; un bain préliminaire de l'un ou l'autre de ces produits est même de meilleure pratique.

2° *Voile de pose.* — La pose exagérée de même que la pose trop courte, tend à donner des voiles; dans le premier cas, la teinte prend rapidement de l'opacité; dans le second, l'image semble se fondre en un brouillard léger. L'usage du bromure et surtout d'un développement lent seront conseillés dans ce cas.

3° *Voile jaune.* — Les réducteurs organiques, en se teintant au contact de l'air, colorent plus ou moins profondément la couche de gélatine; l'emploi d'eau acidulée à l'acide acétique ou citrique pour les premiers lavages, ou de bains de fixages acides, contenant du bisulfite, permettent le plus souvent de parer à cet accident; la décoloration est produite par l'acide sulfureux mis en liberté.

On enlève facilement le voile jaune des clichés par le procédé suivant, indiqué par M. Ottenheim : le cliché est trempé dans un bain d'hyposulfite et, après égouttage, conservé quelque temps (une ou plusieurs heures suivant le cas) dans un endroit humide; la petite quantité d'hyposulfite absorbée suffit pour décomposer le voile; un lavage à l'eau débarrasse la couche de l'excès d'hyposulfite et des sulfures formés.

4° *Voiles blancs.* — L'emploi d'eau chargée de calcaire donne, avec le développement à l'oxalate ferreux, un voile d'oxalate de chaux blanchâtre, facilement détruit par une immersion dans de l'eau acidulée par de l'acide chlorhydrique : il se forme alors du chlorure de chaux soluble.

5° *Voile pulvérulent jaune.* — Ce voile se produit encore avec l'oxalate ferreux; il indique que la proportion d'oxalate de potasse est insuffisante. Le passage d'un tampon d'ouate mouillé, ou l'emploi d'un bain d'acide oxalique à 3 % ont rapidement raison de cet accident.

CHAPITRE III.

FIXAGE ET ALUNAGE.

183. Le fixage a pour but de débarrasser la couche du sel haloïde d'argent non impressionné; l'agent fixateur le plus employé est l'hyposulfite de soude. Les cyanures et sulfocyanures ont été abandonnés, tant par la raison qu'ils attaquent la couche de gélatine, qu'à cause de leurs propriétés toxiques.

Pour que le fixage se fasse d'une façon exacte, il faut que l'hyposulfite soit en excès et que le bain contienne une proportion d'eau convenable. Les sulfures d'argent formés sont en effet peu solubles et si le bain est trop concentré, au bout de peu de temps l'action s'arrête et l'image ne se dépouille plus. Si l'hyposulfite n'est pas en excès, une partie des sulfures formés restera dans la couche, l'image semblera bien fixée, par transparence, mais peu à peu au tirage les sulfures d'argent, sous l'influence de la lumière, bruniront et le cliché sera perdu par un voile jaune total ou partiel (*voir* n° 182, 3°).

184. Le meilleur procédé pour assurer le fixage, consiste à mettre le cliché bien lavé dans un vieux bain de fixage ; la plus grande partie du sel haloïde sera réduit en sulfure d'argent et, en outre, la couche se débarrassera complètement des dernières traces de révélateur qu'elle pouvait contenir; le cliché sera lavé à l'eau, puis placé dans un bain d'hyposulfite neuf où les sulfures se dissolveront rapidement; enfin la couche sera débarrassée des sels de soude et d'argent par un lavage prolongé. Le cliché devra être maintenu verticalement dans une cuve à rainures, de manière que l'échange de l'eau chargée de sels et de l'eau pure se fasse par différence de densité ; la gélatine retenant avec force les solutions ne se débarrasse que lentement des sels dont elle est imprégnée, d'où nécessité de prolonger au moins une heure ce lavage.

Le fixage des épreuves doit être commencé dans le laboratoire obscur, mais, lorsque la majeure partie du bromure d'argent a été dissoute, il peut être continué en lumière diffuse; bien que certains auteurs aient affirmé que, dès que la plaque avait été mise dans l'hyposulfite, elle pouvait

sans crainte être exposée à la lumière, nous ne saurions partager cette manière de voir; la lumière active les sulfurations, il se produira des sulfures qui resteront dans la couche, d'abord incolores, jaunissant plus tard à l'exposition au châssis.

D'autre part, il n'est pas utile de faire usage de bain d'hyposulfite neuf, comme pour le tirage des positifs; les vieux bains seront conservés pour le fixage préliminaire, ils ne tarderont pas à se colorer fortement par suite de la petite quantité de révélateur organique que la plaque aura apporté; cette coloration, jaune brun avec l'hyposulfite, verdâtre avec l'iconogène, prend une fluorescence violette avec l'hydroquinone; il n'y a pas lieu de s'en inquiéter, surtout si l'on a soin d'ajouter au bain un peu de métabisulfite de soude. Ce bain sera conservé plutôt en pleine lumière; les sulfures d'argent, sous l'influence de la lumière, se formeront en monosulfures noirs, insolubles, qui se rassembleront soit sur les parois de la bouteille en une couche peu adhérente, soit en une boue noire au fond. On se contente de filtrer le bain, sur l'amiante, avant l'emploi.

Quelques auteurs recommandent d'alcaliniser le bain; nous préférons, au contraire, lui donner une légère réaction acide, soit à l'aide d'acide citrique, soit d'acide acétique; cette précaution a pour but de mettre un peu d'acide sulfureux en liberté. Celui-ci réagit sur la gélatine, enlevant toute trace de voile jaune s'il existe et, en tous cas, favorise la formation des sulfures d'argent.

185. M. le marquis de la Ferronays a indiqué l'emploi de l'alun dans le bain de fixage à la dose de 1^{gr} pour 3^{gr} d'hyposulfite. Nous avons pendant un temps employé ce procédé, qui avait l'avantage de durcir la plaque en même temps que le fixage se faisait, mais nous n'avons pas tardé à reconnaître que, avec les révélateurs alcalins surtout, la méthode présentait de nombreux inconvénients. En effet, si la couche contient de l'alcali libre, par double décomposition, il se forme un dépôt d'alumine sur la couche de gélatine, dépôt très fin qui se mêle à la gélatine et forme des taches blanches très difficiles, sinon impossibles, à enlever. D'autre part, par suite de décomposition continue, il se sépare du soufre en poudre, l'hyposulfite tendant à passer à l'état de sulfate de soude, et le cliché se recouvre d'une fine poussière de fleur de soufre, dont on enlève la plus grande partie à l'aide d'un tampon d'ouate humide, mais dont les plus fines granulations restent adhérentes à la couche moite de gélatine.

D'autre part, il nous paraît de meilleure pratique d'employer le bain d'alun après le fixage, car il a l'avantage, ainsi que nous le montrerons plus loin, de détruire les dernières traces d'hyposulfite.

Nous résumons ici les principales formules indiquées pour le bain de fixage.

Bain de fixage (eau $= 1000^{cc}$).

	(1).		(2).	(3).	(4).	(5).	
Hyposulfite de soude.......	250	250	250	250	150	135	250
Sulfite de soude...........	20	15	18	»	»	30	120
Bisulfite de soude..........	»	»	»	20	»	»	»
Acide tartrique............	»	1 à 2	»	»	»	»	»
Acide citrique.............	»	»	2	1	»	»	»
Alun de potasse...........	»	»	»	»	50	25	»
Alun de chrome...........	»	»	»	»	»	»	25
Acide sulfurique...........	»	»	»	»	»	»	3^{gtt}

(1) Eder, (2) Brooks, (3) Fourtier, (4) Ms de la Ferronnays, (5) Lainer.

186. *Alunage.* — Lorsque le fixage est fini et qu'on a lavé à plusieurs reprises le cliché, on le trempe pour le durcir dans un bain d'alun. Le bain le plus ordinaire comprend 8 % d'alun de potasse (saturation); certains auteurs conseillent de préférence l'alun de chrome, qui donne plus de dureté à la gélatine. Quel que soit le bain employé, la couche de gélatine doit être au préalable bien débarrassée de l'hyposulfite, sinon il se formerait un léger voile de soufre précipité; si, au contraire, le cliché ne contient que quelques traces d'hyposulfite, celui-ci est décomposé, il se forme des sulfates solubles et la couche se trouve parfaitement débarrassée de l'agent fixateur, qui aurait pu être plus tard une cause de destruction pour le cliché.

Quelques gouttes d'acide chlorhydrique ou d'un acide végétal, tartrique ou citrique, ajoutées au bain d'alun sont d'un bon emploi; les sels de chaux (sulfate ou carbonate formé aux dépens des eaux calcaires qui ont pu être employées, voile blanc) sont détruits par ces acides et le cliché devient plus brillant. Le bain contenant ces acides se conserve bien, mais il se forme souvent, surtout avec l'acide tartrique, de minces pellicules rosées, qui ne sont autres que des végétations microscopiques, dont on se débarrasse par filtrage.

Le bain d'alun doit être suivi d'un lavage à plusieurs eaux, l'alun étant peu soluble; si ce lavage n'est pas complet, l'alun peut cristalliser en poudre fine, entre le verre et la couche, donnant lieu à un soulèvement partiel ou total de la gélatine.

L'emploi d'eau calcaire, à la suite de l'alunage, produit souvent un très léger voile bleuâtre, surtout visible dans les transparentes au gélatino-chlorure; c'est un dépôt de sulfate de chaux fait aux dépens de l'acide sulfurique de l'alun. On évite cet accident en mettant dans la première eau de lavage une ou deux gouttes d'acide chlorhydrique.

CHAPITRE IV.

RENFORCEMENT ET RÉDUCTION.

187. *Renforcement.* — Le renforcement d'un cliché peut s'opérer par deux méthodes bien distinctes; la première n'a d'autre but que de faire varier la couleur du cliché, sans augmenter la densité du dépôt; elle améliore le tirage et ne change pas la relation des tonalités.

La seconde, au contraire, augmente la densité du cliché en accroissant le grain de l'argent déposé; cette méthode accuse davantage, par suite, les contrastes et peut même amener de la dureté, si elle est poussée trop loin.

188. Parmi les procédés appartenant à la première méthode, nous citerons le virage à l'or; le cliché est mis dans une solution de chlorure d'or, il y a échange de métaux et il se forme du chlorure d'argent dont on se débarrasse par un bain d'hyposulfite. Le cliché prend des tons bleus violacés qui rendent le tirage plus facile.

Le chlorure de platine pourra être employé de même; on peut dans les deux cas faciliter l'échange des métaux en commençant par blanchir légèrement l'épreuve dans un bain de bichlorure de mercure. Le mercure déplace l'argent, l'image est alors composée d'un dépôt de sous-chlorure de mercure, qu'on fait noircir par un bain d'ammoniaque (production de sous-chlorure ammoniaco-mercuriel) ou un bain de sulfite de soude (production d'oxyde noir de mercure et de sulfate de soude).

L'image ainsi noircie peut être alors traitée par le platine ou l'or, l'échange sera plus rapide.

189. La seconde méthode, accroissement de la densité, peut s'opérer par diverses méthodes, en général basées sur l'adjonction du mercure au sel d'argent.

On se sert d'ordinaire de bichlorure de mercure dissous dans l'eau : on augmente sa solubilité en y ajoutant un peu d'alcool, ou un chlorure alcalin (sel ammoniac). Plusieurs auteurs ont préféré se servir d'un sel double; dans ce but, on ajoute, à la solution de bichlorure, du bromure ou de l'iodure de

potassium en assez grande quantité pour que le précipité se dissolve. Quelle que soit la solution mercurielle employée, le cliché ne tarde pas à blanchir à son contact, il se dépose du sous-chlorure de mercure qui forme avec le sel d'argent un sel double. Il est absolument indispensable que la couche soit parfaitement débarrassée de toute trace d'hyposulfite, sinon, il se produirait des taches brunes; d'autre part, pour que le mercure puisse facilement agir, il est bon que la gélatine n'ait point été alunée.

Le cliché une fois blanchi est lavé à plusieurs eaux et sa teinte virée au noir, à l'aide d'un second bain. Ce dernier effet est obtenu de diverses façons :

1° Une solution légère d'ammoniaque ou de sesquicarbonate d'ammoniaque produit une coloration brune.

2° Une solution de sulfite de soude transforme les chlorures d'argent et de mercure en sulfures noirs.

3° Le sel de Schlippe (sulfo-antimoniate de soude) fait tourner la teinte en une couleur orangée, brunissant un peu en séchant.

On a préconisé aussi l'iodochlorure de mercure, que l'on prépare ainsi (formule de Kirchoff) : on dissout 10^{gr} de bichlorure de mercure dans 800^{cc} d'eau et l'on verse peu à peu 25^{gr} d'iodure de potassium en solution dans 100^{cc} d'eau. Il se forme d'abord un précipité rouge cramoisi, qui se dissout dans l'excès de réactif; on ajoute alors 1^{gr} d'hyposulfite de soude. Pour l'usage, on étend la liqueur de son volume d'eau. Le négatif séjourne dans ce bain jusqu'à ce que les ombres prennent sur le dos de la glace une teinte d'un jaune verdâtre; on lave à plusieurs reprises et on laisse sécher. Le renforcement s'accentue au séchage.

Vogel a formulé un bain renforçateur à l'urane.

Solution aqueuse de prussiate rouge à 1 %............	50^{cc}
Solution aqueuse de nitrate d'urane à 1 %.	50
Acide acétique..	10 à 20

Le négatif doit être exactement lavé, sinon les dernières traces d'hyposulfite formeraient avec le prussiate rouge un affaiblisseur. On suit la montée de l'épreuve, on l'arrête dès que le ton voulu est atteint et on lave à grande eau; le lavage ne doit pas être prolongé, sinon la densité diminuerait peu à peu; ce qui constitue du reste un procédé pour ramener au ton voulu un cliché trop renforcé.

190. Nous ajouterons à ce propos qu'un cliché renforcé au mercure ne doit pas être passé à l'alun, qui détruirait l'effet du renforçage. Cette remarque peut être utilisée pour faire descendre un cliché trop poussé au mercure; il suffit, dans ce cas, de le plonger dans un bain à 4 ou 5 % d'alun et on l'y

laisse séjourner jusqu'à ce qu'on ait obtenu la réduction voulue; on termine par un lavage prolongé.

Quelle que soit la méthode de renforcement employée, on ne devra pas oublier qu'elle n'est qu'un moyen d'accentuer les contrastes, mais nullement un procédé pour faire paraître des détails que le développement n'aurait point révélés, ainsi que trop d'amateurs sont portés à le croire.

191. *Réduction.* — Les bains de réduction sont employés, soit pour diminuer l'intensité d'un cliché trop poussé au développement, soit pour affaiblir certains détails trop durs, soit pour faire disparaître un voile général.

Au point de vue chimique, l'opération consiste à former avec l'argent réduit un sel soluble dans l'hyposulfite.

Le réducteur d'intensité le plus connu est celui de Farmer; il consiste à mélanger à volumes égaux une solution d'hyposulfite à 5 °/₀ et une solution de ferricyanure à 5 °/₀. On ajoute au mélange d'autant plus d'eau que la réduction doit être plus faible. Il se forme un ferricyanure d'argent qui se dissout dans l'hyposulfite; comme le ferricyanure a une certaine opacité, et que d'autre part la gélatine se débarrasse lentement des liquides qui l'imprégnent, il convient d'arrêter l'action avant que l'effet voulu soit obtenu, laver d'abord à grande eau, puis plonger verticalement les plaques dans un bain d'eau où l'affaiblissement se continuera de lui-même. Le procédé est un peu brutal et fait disparaître souvent les fins détails, il doit être employé avec précaution.

192. M. Mercier a indiqué une meilleure formule : on prépare du chlorure ammoniacal de cuivre en précipitant du sulfate de cuivre par du carbonate de soude; on obtient ainsi un précipité verdâtre de carbonate de cuivre; on filtre et on lave à plusieurs eaux le précipité; on verse enfin sur le filtre, par petites portions, de l'acide chlorhydrique dilué. Il se forme une liqueur verte, qui filtre, et il se dégage de l'acide carbonique; on verse dans ce chlorure de cuivre de l'ammoniaque, qui précipite d'abord le métal en vert; par un excès de réactif, le précipité se redissout en donnant un liquide d'un beau bleu, l'eau céleste des pharmaciens.

Pour réduire un cliché, on prend 20^{cc} de cette solution qu'on étend de 3 fois son volume d'eau et 50^{cc} d'une solution d'hyposulfite de soude à 5 °/₀. Dans ce bain le cliché s'affaiblit graduellement, on arrête l'action un peu avant qu'elle soit complète et on lave à grande eau. Il se forme par double décomposition du chlorure ammoniacal d'argent qui se dissout et le chlorure de cuivre se régénère en partie. La décoloration du liquide indique que les réactions sont terminées et que la solution ne peut plus avoir d'action. Le mélange des solutions doit avoir une couleur vert émeraude, sinon on ramènerait la couleur avec quelques gouttes d'ammoniaque.

193. Un autre réducteur a été ainsi formulé :

Bichromate de potasse..............................	10gr
Acide chlorhydrique..............................	10gr
Eau..............................	500cc

L'image étant plongée dans ce bain, il se forme du chlorure d'argent et des chromates d'argent, on lave à grande eau; on passe dans un bain d'hyposulfite à 15 % qui dissout le chlorure; ce procédé n'attaque pas les demi-teintes; il est surtout d'un très bon usage pour faire disparaître le voile général grisâtre, produit par l'action d'une faible lumière lors de la mise en châssis ou par un développement exagéré.

194. Belitzki a donné la formule suivante :

Eau..............................	1000cc
Peroxalate de fer..............................	43gr
Sulfite de soude..............................	36
Acide oxalique..............................	5 à 12
Hyposulfite de soude..............................	210

Les sels doivent être dissous un à un dans l'ordre indiqué, on filtre et l'on conserve en flacon noir à l'abri de la lumière; les réactions sont assez complexes; le bain peut servir à plusieurs reprises et il a l'avantage de durcir fortement la gélatine.

195. *Retouche chimique.* — Le réducteur de Farmer, étendu avec un pinceau sur les parties trop développées d'un cliché, permet de ramener celles-ci à une intensité convenable. Nous avons indiqué, à plusieurs reprises, ce procédé, sous le nom de *retouche chimique;* l'opération doit se faire sur le cliché bien égoutté et même à demi sec. Il permet en particulier de retrouver les nuages qui, le plus souvent, s'empâtent par suite d'un développement prolongé, nécessité pour l'apparition des premiers plans moins lumineux.

CHAPITRE V.

VIRAGE ET FIXAGE DES POSITIVES SUR PAPIER AUX SELS D'ARGENT.

196. *Généralités.* — Le virage des positives a pour objet de remplacer l'argent réduit, sous l'action de la lumière, par de l'or, métal moins attaquable par les agents extérieurs. Le sel d'or employé est du chlorure aureux neutre; il est absolument indispensable que le sel soit neutre, sinon l'acide chlorhydrique en excès formerait avec une partie de l'argent du chlorure, qui se dissoudrait dans l'hyposulfite, aux dépens, par suite, des plus fins détails; c'est ce que les photographes ont reconnu, en pratique, en disant que le bain acide *ronge* l'épreuve.

Les solutions acides de chlorure d'or sont toujours teintées en jaune, les solutions neutres sont incolores; cette simple indication suffit pour les distinguer. Mais il convient d'ajouter que les solutions acides se conservent fort longtemps, tandis que les solutions neutres tendent à se réduire facilement, surtout en présence de la lumière et des matières organiques, en un précipité violacé, qui n'est autre que de l'or réduit, à l'état de poudre extrêmement fine. Il résulte de ces diverses observations :

1° Que le bain doit être décoloré pour former un bon virage;

2° Qu'il doit être employé aussitôt que la décoloration a été obtenue;

3° Qu'il doit être conservé à l'abri de la lumière;

4° Qu'on ne doit jamais le filtrer.

197. La méthode la plus simple pour former le virage décoloré consiste à saturer l'acide chlorhydrique en excès par du carbonate de chaux (virage à la craie). Dans un litre d'eau contenant 1^{gr} de chlorure d'or [1] on met une forte pincée de craie en poudre, on agite bien et on laisse reposer quelques heures jusqu'à décoloration. M. Londe a indiqué un moyen très rapide de préparer le bain. Dans une coupelle en porcelaine, on met 1^{gr} d'or dissous dans 500^{cc} d'eau et une forte pincée de carbonate de chaux, on porte à l'ébullition : la décoloration se fait très rapidement; on filtre à chaud et l'on

(1) *Voir* à l'article chlorure d'or, *Dictionnaire,* la valeur relative en or des divers chlorures du commerce.

ajoute le complément d'eau froide : le bain a alors la température convenable, soit 30° à 35°. Le filtrage à chaud n'amène pas la réduction de l'or.

Afin de ménager le bain, il a été utile, par une série de lavages, de débarrasser l'épreuve des sels d'argent solubles : ces sels donnent à l'eau de lavage un aspect laiteux (chlorure d'argent) et le lavage se poursuit jusqu'à ce que l'eau reste claire.

198. Il a été indiqué de nombreuses formules de virage que nous résumons dans le Tableau suivant :

Bains de virage (eau = 1000^{cc}).

	(1).	(2).	(3).	(4).	(5).			(6).		
Chlorure d'or......	1	1	1	1	0,5	0,5	0,5	1	1	1
Craie en poudre....	4 à 5	»	»	»	»	»	5	»	2	»
Acétate de sodium.	»	30	»	»	»	»	»	»	»	10
Chlorure de chaux.	»	»	»	3	»	»	5	»	»	»
Borate de sodium..	»	»	»	»	40	20	»	»	»	»
Phosphate de soude.	»	»	20	»	»	»	»	»	»	2,50
Carbonate de sodium............	»	»	»	»	»	4	»	5	»	»
Acide benzoïque...	»	»	»	»	»	»	»	10	»	»
Tungstate de soude.	»	»	»	»	»	»	»	»	7	»
Ton de virage.....	Violacé	Noir	Violet noir	Brun	Violet	Pourpre	Viole noir	Bleu noir	Pourpre rosé	

(1) Davanne, (2) Abbé Laborde, (3) M. Lyte, (4) Legray, (5) Monckhoven, (6) Carey Lea.

199. Les sels d'urane ont été souvent indiqués en même temps que l'or, ils donnent des tonalités très chaudes; le Tableau suivant résume les principales formules :

Virage à l'or et à l'urane (eau 1000^{cc}).

	(1).	(2).		
Chlorure d'or...........	0,20	0,30	0,10	0,37
Azotate d'urane..........	0,20	0,30	6	1,20
Bicarbonate de soude....	4	»	»	5
Chlorure de sodium.....	»	3,50	»	»
Acétate de soude........	»	4	»	4
Ferricyanure............	»	»	6	»
Ton de virage...........	Noir	Noir pourpré	Sépia	Rosé

(1) Photography, (2) Wilson.

En général, il est bon de ne pas pousser les épreuves jusqu'à la teinte voulue; dès qu'elles ont à peu près la coloration cherchée, on les met dans une cuvette contenant peu d'eau, où l'on réunit toutes les épreuves du tirage; dans cette petite quantité d'eau il se fait un premier dégorgeage et

la faible portion d'or entraînée suffit pour continuer l'effet. On rince à plusieurs reprises et l'on passe dans le bain de fixage ; celui-ci doit être toujours neutre, sinon la couleur de l'épreuve serait altérée et les finesses du cliché perdues.

Le bain d'hyposulfite doit être toujours neuf; nous rappellerons en outre qu'on ne doit pas toucher les épreuves avec des doigts imprégnés d'hyposulfite, sinon ce dernier sel formerait un sulfure d'argent noir insoluble, l'hyposulfite ne dissolvant l'argent que lorsqu'il est en excès.

200. On a formulé à plusieurs reprises, notamment pour le papier au gélatinochlorure, connu sous les noms d'*aristotype*, etc., des bains combinés qui fixent et virent à la fois. Ces bains qui contiennent du sulfocyanure d'ammonium sont très énergiques; il est par suite indispensable de pousser l'exposition beaucoup plus que pour les virages et fixages séparés.

Pour l'usage de ces bains, il est bon de ne mettre l'or qu'au fur et à mesure du besoin ; il n'est pas utile de laver les épreuves avant de les mettre à virer; au contraire, le chlorure d'argent déposé facilite les réactions. Le bain ne doit jamais être rejeté, on le filtre sur l'amiante et à chaque séance de virage on rajoute un peu de bain neuf et quelques gouttes d'or.

Le Tableau suivant résume les principales formules :

Fixage et virage combinés (eau = 1000cc).

				(1).	(2).		(3).
Sol. de chlorure d'or à 1 %.....	0,50	1	1	1,5	1	0,5	0,40
Hyposulfite de soude............	150	250	240	250	250	»	250
Sulfocyanure d'ammonium......	15	30	24	26	26	10	28
Acétate de soude...............	15	»	24	»	6	»	»
Azotate de plomb..............	10	»	»	»	»	»	10
Phosphate de soude............	»	15,5	»	»	»	»	»
Tungstate de soude.............	»	»	»	16	»	»	»
Acétotungstate de potasse.......	»	»	»	»	10	»	»
Chlorure de sodium............	»	»	»	»	»	45	»
Alun........................	»	»	»	»	»	15	7,5
Acétate de plomb..............	»	»	»	»	»	»	10
Acide citrique.................	»	»	»	»	»	»	7,5
Ton de virage..................	Bleu noir	Brun	Sépia	Sépia	Violet pourpré	Brun	Brun

(1) Tylar, (2) Fourtier, (3) Virage pour le papier à la celloïdine.

201. *Virages au platine.* — On a souvent préconisé l'emploi du platine sous forme de chloroplatinite de potasse ou de soude; ce métal donne des tons noir gravure d'un effet très artistique. A l'inverse des sels d'or, les chloroplatinites n'agissent bien que dans un milieu acide; on choisira de préférence les acides minéraux, car les acides organiques, qui sont en

général des réducteurs, décomposent vite le bain et précipitent le platine en poudre noire; cependant sont à excepter les acides lactique, succinique et acétique.

Les principales formules sont :

Virage au platine (eau = 1000^{cc}).

Chloroplatinite de sodium.....	1	»	»	»	2	2	1
» de potassium..	»	1	2	1,5	»	»	»
Acide sulfurique.............	5	»	»	»	»	»	»
» azotique...............	»	»	»	»	»	»	1,5
» phosphorique...........	»	5	»	»	»	»	»
» lactique................	»	»	10	»	»	»	»
Biphosphate de soude.........	»	»	»	10	»	»	»
Hypophosphite de sodium.....	»	»	»	»	1,25	»	»
Tartrate neutre de sodium. ..	»	»	»	»	»	1	»

Mercier a fait une étude très complète des virages au platine; il a démontré que les sels de platine au maximum rongent beaucoup les épreuves et sont par suite inutilisables; le platine cède une partie de son acide à l'argent qui passe à l'état de chlorure, le platine passe au minimum et il n'y a pas en réalité de virage. La réaction chimique est représentée par la formule suivante :

$$2Ag + PtCl^4 = 2AgCl + PtCl^2.$$

Si, au contraire, on fait usage d'un sel platineux et qu'on y ajoute un acide minéral ou organique, le sel de platine devient instable et se précipite en présence de l'argent; 2 atomes de ce dernier métal sont alors remplacés par 1 de platine.

$$2Ag + PtCl^2 = 2AgCl + Pt.$$

Il a démontré que les sels des métaux du même groupe, palladium, iridium, osmium, etc., agissent de même.

Si l'on traite à la chaleur un chlorure platinique par un réducteur tel qu'un tartrate, un hypophosphite, on le fait passer à l'état de chlorure platineux : il suffit alors d'aciduler pour composer le bain.

Par exemple, on fait bouillir dans un matras 2^{gr} de chlorure platinique avec 1^{gr} de tartrate neutre de soude, jusqu'à ce que la liqueur primitivement jaune ait pris une teinte grise, on complète la solution à un litre et on acidule; le bain est prêt.

Il convient d'ajouter que les virages au platine doivent être exécutés dans une lumière très faible, celle-ci réduisant rapidement les sels platineux; il en est de même des bains de virage qui doivent être conservés en flacons noirs.

202. *Virages divers.* — Nous venons d'indiquer que le palladium donne

aussi de bons virages, qui ont en général un ton sépia; appliqués à des papiers salés, ces virages fournissent des épreuves très artistiques.

Parmi les nombreuses formules nous ne citerons que la suivante :

Chlorure palladeux	2^{gr}
Chlorure de sodium	1^{gr}
Acide acétique	200^{cc}
Eau	1000^{cc}

Il est bon de faire suivre le virage d'un bain d'eau ammoniacale à 5 °/₀ pour éviter le voile jaune dans les blancs.

Enfin nous citerons le virage suivant dans lequel le plomb est substitué aux métaux précieux.

A.	Acétate de plomb	5^{gr}
	Eau	100^{cc}
B.	Hyposulfite de soude	20^{gr}
	Eau	100^{cc}

On verse 1 partie de A dans 2 parties de B (ne pas inverser, il se produirait du sulfure de plomb) et l'on vire l'image dans ce bain; elle y prend une teinte noir gris.

ORGANISATION DU LABORATOIRE.

Nous terminons cette étude de Chimie photographique en décrivant de quelle manière doit être organisé le laboratoire; nous ne prétendons pas donner ici l'installation la meilleure, le goût de l'amateur et ses ressources comme place sont d'abord à consulter, mais nos indications pourront lui être de quelque utilité dans la disposition de son atelier.

Il est de toute utilité d'avoir deux laboratoires : le laboratoire clair, qui sert à la majeure partie des manipulations : pesées, analyses, préparations de bains non altérés par la lumière, et le laboratoire obscur où se feront les développements, le chargement des châssis, préparation des plaques et papiers sensibles.

203. *Laboratoire obscur*. — Le laboratoire obscur doit avoir des dimensions un peu grandes pour que l'opérateur puisse disposer facilement autour de lui, ce dont il pourra avoir besoin. Il est bon qu'il soit muni d'une fenêtre de préférence tournée au nord; cette ouverture, facile à ouvrir, sera garnie de verres blancs et d'un volet plein fermant hermétiquement; cette fenêtre sera destinée à l'aération du laboratoire ou à l'exposition rapide des glaces au gélatinochlorure ou des papiers au bromure, mais nullement à l'éclairage. La lumière du jour est des plus variables, et il est difficile, avec les changements constants de l'intensité, de pouvoir régler d'une façon uniforme la venue des images. Nous préférons de beaucoup conseiller l'emploi d'une lumière artificielle, bec de gaz ou lampe brûlant dans une grande lanterne à verre rouge; avec un tel éclairage, le travail est beaucoup plus régulier.

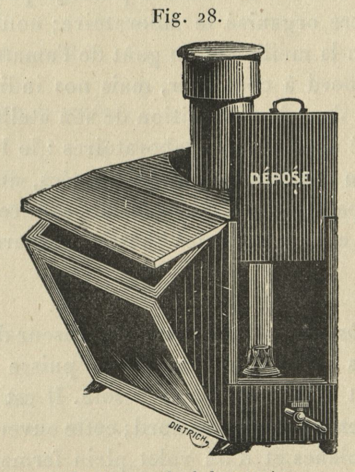
Les lumières artificielles ont moins d'actinisme que la lumière solaire, elles sont généralement colorées en jaune ou en rouge, ce qui constitue déjà une excellente condition, d'autre part elles perdent plus vite de leur intensité avec la distance.

La lanterne de laboratoire sera munie de deux verres rouges, dont l'un sera fixe et l'autre facile à enlever; ce dernier pourra être même remplacé par un verre jaune. Les préparations sensibles à la gélatine sont plus facilement impressionnées à l'état sec qu'à l'état humide, d'où nécessité, pen-

dant le chargement des châssis ou la première période du développement, d'avoir peu de lumière, on emploiera alors les deux verres; lorsque le développement sera très avancé, on pourra enlever le verre mobile, et à cette lumière plus vive, plus franche, il sera très facile de juger le moment où le cliché est à point.

Il est absolument inutile de faire peindre en noir les murs de cette pièce, au contraire même il sera bon de les faire couvrir d'une couche de blanc : la réflexion d'une lumière non actinique, comme l'a fait justement remarquer M. Londe, ne peut donner que des rayons inactiniques, affaiblis par leur

Fig. 28.



Lanterne de laboratoire.

réflexion même, qui ne se fait pas sans une notable absorption. Cette peinture blanche des murs aura le grand avantage de diffuser la lumière dans tout le laboratoire et de rendre par suite plus faciles les recherches.

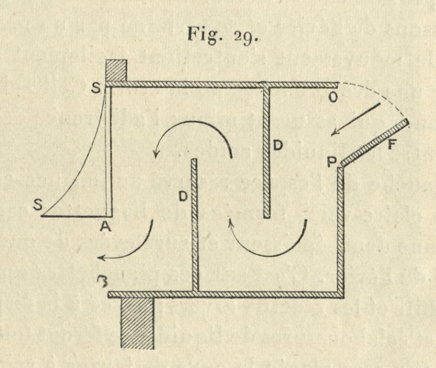
204. *Les verres de couleur*. — Nous insisterons sur cette question de l'éclairage, qui a une très grande importance, car un choix défectueux de verres rouges peut être la cause continue d'insuccès et de voiles. On a conseillé souvent de vérifier la valeur des verres de couleur en exposant quelques instants une plaque à la lumière transmise par eux et d'essayer au développement, s'il y a trace d'impression; cette méthode assez longue indique les défauts du verre sans préciser leur cause; le meilleur, le seul moyen de vérifier les verres, consiste à les examiner au spectroscope. On trouve dans le commerce, de petits spectroscopes à vision directe, qui doivent faire partie du matériel de tout photographe sérieux. En dirigeant

cette lunette sur les verres à essayer, on ne doit apercevoir que la région rouge du spectre; si des traces de lumière jaune ou verte se manifestent, le verre seul serait cause de voiles. On cherche, en le doublant avec un verre rouge ou jaune, à faire disparaître les portions jaunes et vertes; on peut ainsi très simplement et rapidement choisir la nuance ou appareiller la combinaison de nuances utiles.

On préconise souvent l'emploi d'un verre vert cathédrale doublé d'un verre jaune, on obtient ainsi une lumière grisâtre préférée par certains amateurs; pour notre compte personnel, nous aimons mieux le verre rouge rubis à la lumière plus franche et plus vive; si on se sert de glaces orthochromatiques, le verre vert est à rejeter.

205. *De l'aération.* — Le laboratoire doit être très aéré; il est très facile d'arriver à ce but, en disposant près du plafond, et près du plancher, deux ouvertures garnies de chicanes *peintes en noir,* à travers lesquelles

Fig. 29.



Ouverture à chicane pour l'aération.

OP, entrée de l'air. — F, volet. — DD, chicanes. — AB, évacuation de l'air.

l'air circulera facilement, mais qui ne livreront point passage à la lumière, tant par suite du chemin sinueux à parcourir, que de l'absorption par la couche de noir.

Il sera bon, pour les mêmes raisons, que la fumée et les gaz, produits par la combustion de l'appareil d'éclairage, soient conduits directement au dehors par une petite cheminée.

La porte du laboratoire sera double, de manière à former une petite antichambre obscure; de cette façon les allées et venues pourront se faire facilement sans craindre d'introduire de la lumière dans le laboratoire.

206. *L'évier.* — Une des faces du laboratoire est munie sur toute sa lar-

geur d'un évier, placé à 1^m ou $1^m,10$ du sol, de manière à pouvoir facilement travailler debout. Cet évier se compose d'une sorte d'auget de $0^m,40$ à $0^m,60$ de large et de $0^m,10$ à $0^m,12$ de profondeur; il est fait en bois de hêtre ou de chêne passé à l'huile de lin bouillante pour éviter les absorptions de liquides et les gondolements, et garni de plomb. On emploie dans ce but le métal en feuille mince, appelé *plomb d'étiquette*, qui se moule très facilement sur les parois de l'auget; on ne doit pas couper les coins et les souder, il sera préférable de former les encoignures par un repli; grâce à la souplesse et à la malléabilité du métal, on le refoulera facilement dans l'angle. L'évier doit avoir une légère pente, $0^m,03$ par mètre, de manière à faciliter l'écoulement des liquides vers le tuyau de décharge.

Vers le milieu de l'évier, on dispose le balance-cuvette. Le modèle le plus commode est celui qui a été imaginé par M. Dessoudeix : deux tubes de cuivre sont soudés en croix; l'un des tubes placé transversalement à l'évier repose, à l'aide de deux couteaux, sur des plaquettes d'acier fixées sur les rebords de l'évier; le couteau extérieur se continue par une tige de fer qui se recourbe en dessous de l'évier et se termine par un fort poids. On a ainsi un pendule dont le mouvement s'entretient facilement par des pesées de temps à autre sur une des branches de la croix. Celle-ci est recouverte de tubes de caoutchouc, qui assurent mieux l'adhérence des cuvettes et protègent le métal contre les liquides acides.

A droite et à gauche de l'espace réservé au balance-cuvette, on dispose des planchettes à claire-voie, formées de baguettes carrées rapprochées l'une de l'autre d'une demi-épaisseur et surélevées de quelques centimètres au-dessus du fond de l'évier. C'est sur ces planchettes que seront posées les cuvettes d'hyposulfite et les réactifs divers; grâce à la disposition indiquée, les renversements et éclaboussures de liquides se feront toujours dans l'évier. A l'extrémité gauche sera placée la cuve de lavage à rainure, ou mieux la cuve destinée à recevoir le panier laveur.

La lanterne sera placée au dessus du balance-cuvette.

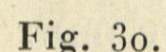
En dessous de l'évier, de chaque côté de l'espace réservé au pendule, des casiers verticaux serviront à loger les cuvettes et appareils de même nature.

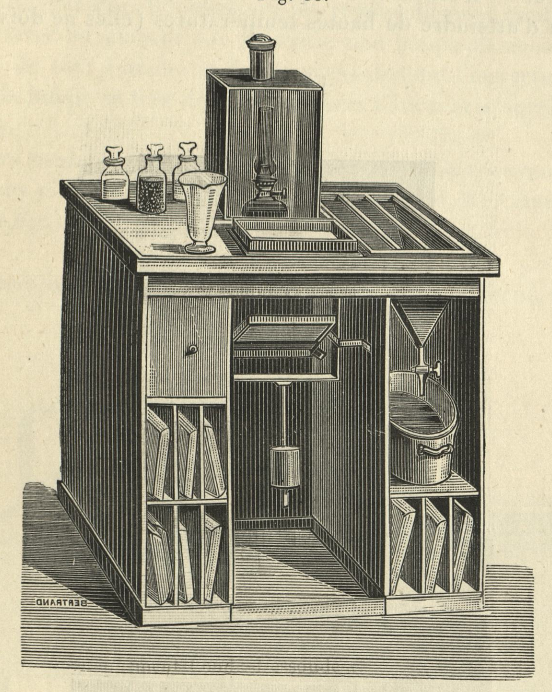
Enfin, sur cette même paroi sera fixé, à $0^m,20$ ou $0^m,30$ au-dessus de l'évier, le tuyau de conduite de l'eau, muni de nombreux robinets, dont le plus rapproché de la cuvette de développement sera terminé par un tube en col de cygne avec ajutage en pomme d'arrosoir, à fine perce. Ce robinet servira à effectuer le premier lavage, au sortir du bain de développement; l'eau tombant en pluie pénètre mieux la couche de gélatine et la débarrasse plus vite des liquides révélateurs.

Toutes ces dispositions ont été heureusement réunies en un seul meuble par M. Dessoudeix, qui a même pris soin d'éclairer le négatif, dans sa cuvette

de verre, à l'aide d'un réflecteur à 45°, ce qui permet de juger l'intensité du cliché sans le retirer du bain.

Sur l'autre paroi du laboratoire sera disposée une armoire de forme basse, dont la tablette supérieure, garnie de toile cirée ou de linoleum, servira à effectuer le couchage des plaques, la sensibilisation des papiers albuminés


Fig. 30.



Meuble de développement Londe-Dessoudeix.

ou au charbon. Les tiroirs du meuble renfermeront les préparations sensibles, plaques ou papiers; au-dessus une série d'étagères destinées à recevoir les flacons, entonnoirs, éprouvettes, etc.

L'autre face sera occupée par l'étuve.

207. *Modes de chauffage.* — Les divers modes de chauffage employés d'ordinaire, gaz ou lampe à alcool, ont l'inconvénient de fournir, en même temps que la chaleur, de la lumière, et en préparant les émulsions à la gélatine ces foyers pourraient être une cause de voile; on y remédie assez facilement de la manière suivante.

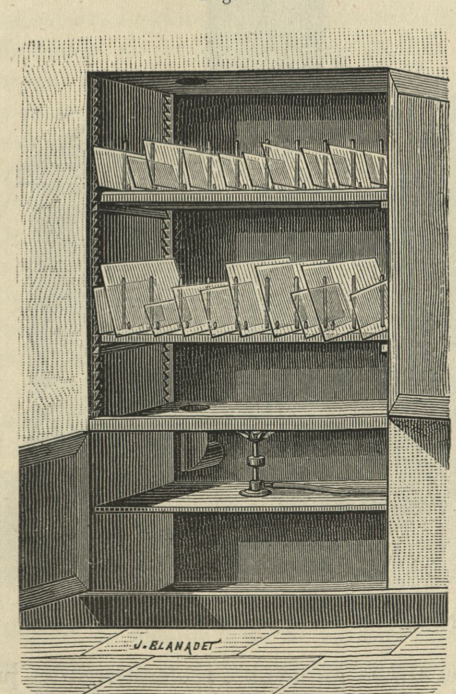
Le gaz ne doit brûler qu'au bleu; dans cet état la flamme a peu de rayons

actiniques, qu'on éteint du reste facilement en entourant le fourneau d'un cylindre de tôle ou de carton percé de quelques trous à la base.

Si l'on emploie une lampe à l'alcool, on rend la lumière parfaitement inactinique en saturant l'alcool de chlorate de strontiane ([1]); la flamme se colore en rouge et n'a plus d'action sur les sels sensibles.

208. *L'étuve.* — L'étuve utilisée pour les préparations photographiques n'a pas besoin d'atteindre de hautes températures (elles ne doivent pas au

Fig. 31.



Séchoir de M. Chardon.

contraire dépasser 40° à 50°); l'important c'est qu'elle soit traversée par un courant continu d'air sec. Elle peut donc être construite en bois, et sera munie d'étagères disposées de telle sorte que l'air circule entre elles en suivant un chemin sinueux : au bas de l'étuve et sur un des côtés on ménage une ouverture avec chicanes, dans lesquelles on introduit du coton non

([1]) Le chlorate est le seul sel de strontium franchement soluble dans l'alcool.

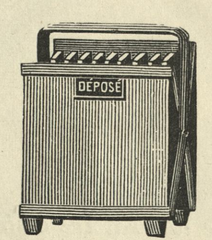
tassé, dont la fonction sera de retenir les poussières de l'air. Sur la planchette inférieure on place une bouillotte plate en zinc dans le genre de celles qui sont employées dans les chemins de fer. On la remplira de préférence d'une solution bouillante d'acétate de soude; ce sel qui a une grande capacité calorifique cède plus lentement sa chaleur et entretient par suite plus longtemps la température voulue. L'air échauffé par la bouillotte tendra à monter à travers l'étuve et sortira par une ouverture supérieure disposée comme celle d'entrée. Il s'ensuivra un renouvellement continu d'air qu'on pourra activer en plaçant sur la sortie une lampe allumée enfermée dans une gaine de tôle étanche et fermant exactement l'ouverture de sortie; le tirage de la lampe se fera dès lors à travers l'étuve et assurera la ventilation extérieure.

Plusieurs modéles d'étuves ont été proposés et se trouvent dans le commerce, nous citerons en particulier le séchoir de M. Chardon représenté ci-dessus (*fig.* 31) et le modèle de Kennett (voir *fig.* 27).

209. *Cuvettes et accessoires.* — Pour le développement, nous conseillerons de préférence l'emploi des cuvettes de verre qui ont le grand avantage d'être facilement et sûrement nettoyées à l'aide d'acide chlorhydrique dilué; d'autre part, sans sortir le cliché de la cuvette, en se contentant de verser le bain, on peut juger par transparence la venue de l'image; on évite ainsi les décollements produits souvent par la seule chaleur des doigts.

Fig. 32.

Panier laveur ouvert.

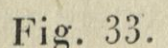


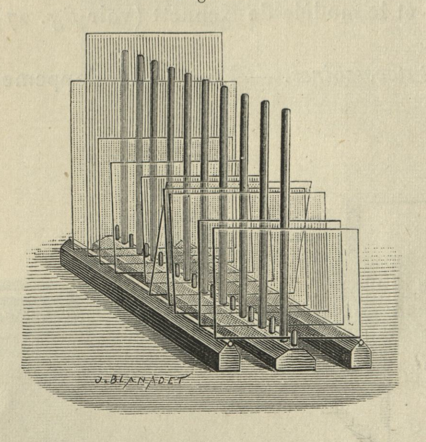
Panier laveur fermé.

Il sera bon de se procurer une boîte en bois noirci, à fermeture hermétique; cette boîte servira à enfermer la cuvette contenant le cliché en cours de développement, lorsque pour une raison quelconque on est obligé soit de sortir du laboratoire, soit d'y faire pénétrer de la lumière blanche.

Pour le lavage des clichés, nous conseillerons de préférence les paniers laveurs; ils ont l'avantage de permettre le transport de plusieurs clichés à la fois, d'un bain à un autre et de les égoutter facilement (voir *fig.* 32).

210. *Séchoir.* — Dans nombre d'ateliers, on emploie le séchoir à rainures en forme de chevalet; cette disposition est des moins bonnes : les verres, placés parallèlement et trop près, sèchent difficilement et les arrêts dans la dessiccation, surtout au coin inférieur, se révèlent dans l'épreuve par des lignes de couleur différente. La meilleure disposition de séchoir est celle qui est représentée dans la *fig.* 33 : trois barres taillées en biseau peuvent être plus ou moins espacées, la barre centrale est munie de fiches verticales sur lesquelles viennent reposer les glaces; avec cet appareil la dessiccation est mieux assurée.


Fig. 33.

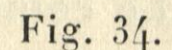


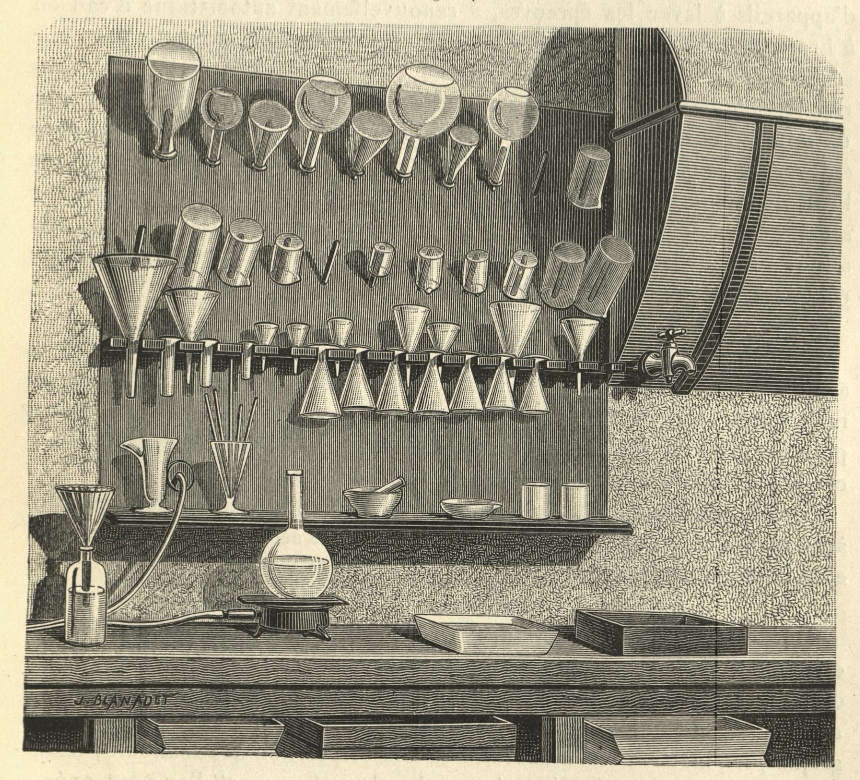
211. *Le laboratoire clair.* — Les dispositions à adopter pour le laboratoire clair peuvent varier à l'infini, nous ne signalerons ici que les principaux points.

Pour les manipulations, il est bon d'avoir un fourneau à hotte : au-dessus d'une table garnie de carreaux de faïence est installée une hotte, de forme trapézoïdale communiquant avec un corps de cheminée à fort tirage; les préparations qui répandent des gaz ou des vapeurs acides, préparation de l'azotate d'argent, revivification des résidus, etc., se feront sur cette table et, grâce au tirage de la hotte, les émanations dangereuses seront aussitôt entraînées hors du laboratoire.

Une des faces de cette pièce sera réservée aux opérations qui se font avec le secours de l'eau et munie, par suite, d'un large évier semblable à celui que nous avons décrit pour le laboratoire obscur. Les virages et lavages des

épreuves seront faits en ce point; sur la muraille, au-dessus de l'évier, on disposera le séchoir pour la verrerie, grande planche peinte à l'huile sur laquelle sont implantées des chevilles de bois inclinées; les verres, ballons, etc., après lavage, sont placés, retournés sur ces chevilles où ils


Fig. 34.



Égouttoir dans le laboratoire clair.

s'égouttent et se sèchent facilement. A côté, on établira le séchoir pour les épreuves; cet appareil se compose de deux tringles de bois inclinées à 30° sur la muraille, dans un plan vertical. On tend des ficelles horizontales de l'une à l'autre tringle, et, par suite de la pente de celles-ci, ces ficelles se trouvent en retrait l'une sur l'autre (¹). Les épreuves virées et lavées sont saisies deux à deux par un des coins, à l'aide d'une pince amé-

(¹) Ce dispositif nous a été indiqué par M. A. Londe et est le plus pratique.

ricaine en bois, les faces impressionnées en dehors, et suspendues à ces ficelles; elles s'égouttent dans l'évier et maintenues, par adhérence, collées dos à dos, tendent moins à se rouler que lorsqu'on les fait sécher séparément.

212. *Lavage des épreuves.* — Le commerce a établi un grand nombre d'appareils à laver les épreuves, à renouvellement automatique d'eau ou à brassage continu; nous préférons employer le système suivant : dans une série de cuvettes disposées en cascade l'une au-dessous de l'autre, nous répartissons les diverses épreuves et dans la première nous faisons arriver un mince filet d'eau; au début, l'écoulement de l'eau doit être rapide pour enlever la majeure partie de l'hyposulfite, puis, on diminue le débit de l'eau de manière qu'il se forme un très léger courant; le lavage s'effectue ainsi très rapidement. Si l'on ne possède pas une canalisation d'eau, un mince tube de caoutchouc, disposé en siphon sur un broc ou tout autre récipient, suffit pour cette opération.

213. *Dispositions accessoires.* — Nous ne citerons que pour mémoire les armoires à clichés, disposées avec rayons à rainures, ce qui facilite les recherches et évite la destruction ou le rayage des négatifs; les vitrines pour les produits et les accessoires, châssis positifs, cadres, dégradateurs, cartons à coller les épreuves, presses à satiner, etc.

Dans l'embrasure d'une des fenêtres sera disposé, sur une table, le pupitre à retouches et, à côté, les calibres et les pointes sèches pour le découpage et le montage des épreuves.

214. *Laboratoires de fortune.* — Nous terminerons ce Chapitre en examinant les installations de fortune auxquelles on est souvent obligé d'avoir recours en voyage; cependant, nous noterons qu'avec la diffusion actuelle de la Photographie, il est nombre de villes où les sociétés photographiques mettent leurs laboratoires à la disposition des amateurs; beaucoup d'hôtels ont même disposé une chambre obscure où l'on peut opérer les changements de glaces; cependant, dans nombre de cas, il faut savoir s'ingénier.

En général, pour éviter les ennuis d'une installation provisoire, destinée à prévenir toute lumière inopportune, nous conseillerons d'attendre plutôt le soir pour opérer; les précautions sont alors plus faciles à prendre : se défier dans les hôtels des impostes qui surmontent souvent la porte de la chambre; une lumière promenée dans le corridor peut amener un voile irrémédiable. A moins de nécessité absolue, il vaut mieux se contenter en voyage de charger et de décharger ses châssis; le développement ne s'exécutera qu'à la rentrée. Les glaces impressionnées se placeront simplement face à

face dans la boîte où on les avait livrées; des deux côtés de la pile, on disposera un fort carton noir et l'on serrera le tout à l'aide de deux ou trois bracelets de caoutchouc; un ou deux tours de papier noir ou jaune envelopperont le paquet ([1]) et l'on refermera la boîte en ayant soin qu'elle soit exactement remplie; sous cette forme compacte les clichés n'ont rien à craindre.

215. Un procédé très simple pour le chargement des châssis est le suivant : on étend sur le lit d'hôtel une couverture, après avoir eu soin de disposer les uns à côté des autres les châssis tout ouverts et la boîte à plaques. On passe les deux bras sous la couverture en ayant soin de masser un côté sur la poitrine et l'on charge ainsi ses châssis; si l'on a l'habitude de ceux-ci, l'opération se fait très rapidement : l'ongle passé sur le coin de la glace permet facilement de reconnaître le côté sensibilisé.

En tous cas, si l'on doit opérer en lumière rouge, le procédé le plus simple consistera à emporter avec soi du papier imprégné de vernis à la chrysoïdine, facilement préparé en dissolvant cette couleur dans de l'alcool.

Tous ces petits détails ennuyeux sont destinés peu à peu à disparaître; les pellicules en rouleaux fourniront à l'amateur une bien meilleure solution, et il est à souhaiter que l'industrie nous fournisse ces préparations dans des conditions qui en facilitent l'emploi.

([1]) Ne jamais employer du papier imprimé, dont l'encre grasse tacherait irrémédiablement le cliché.

FIN.

ERRATA.

Page 114, la formule atomique du coton-poudre a été donnée par erreur en équivalents; cette formule est

$$\mathbf{FA.}\ C^{18}H^{22}(AzO^{2})^{8}O^{15} - \mathbf{PM.}\ 846.$$

C'est là la cellulose octonitrique, soluble dans le mélange alcool et éther et seule employée en photographie.

TABLE DES MATIÈRES.

III. — Opérations photochimiques.

IV. — Organisation du laboratoire.

INDEX ALPHABÉTIQUE

DES PREMIÈRE ET TROISIÈME PARTIES.

FIN DE L'INDEX ALPHABÉTIQUE.

17403 Paris. — Imprimerie GAUTHIER-VILLARS ET FILS, quai des Grands-Augustins, 55.